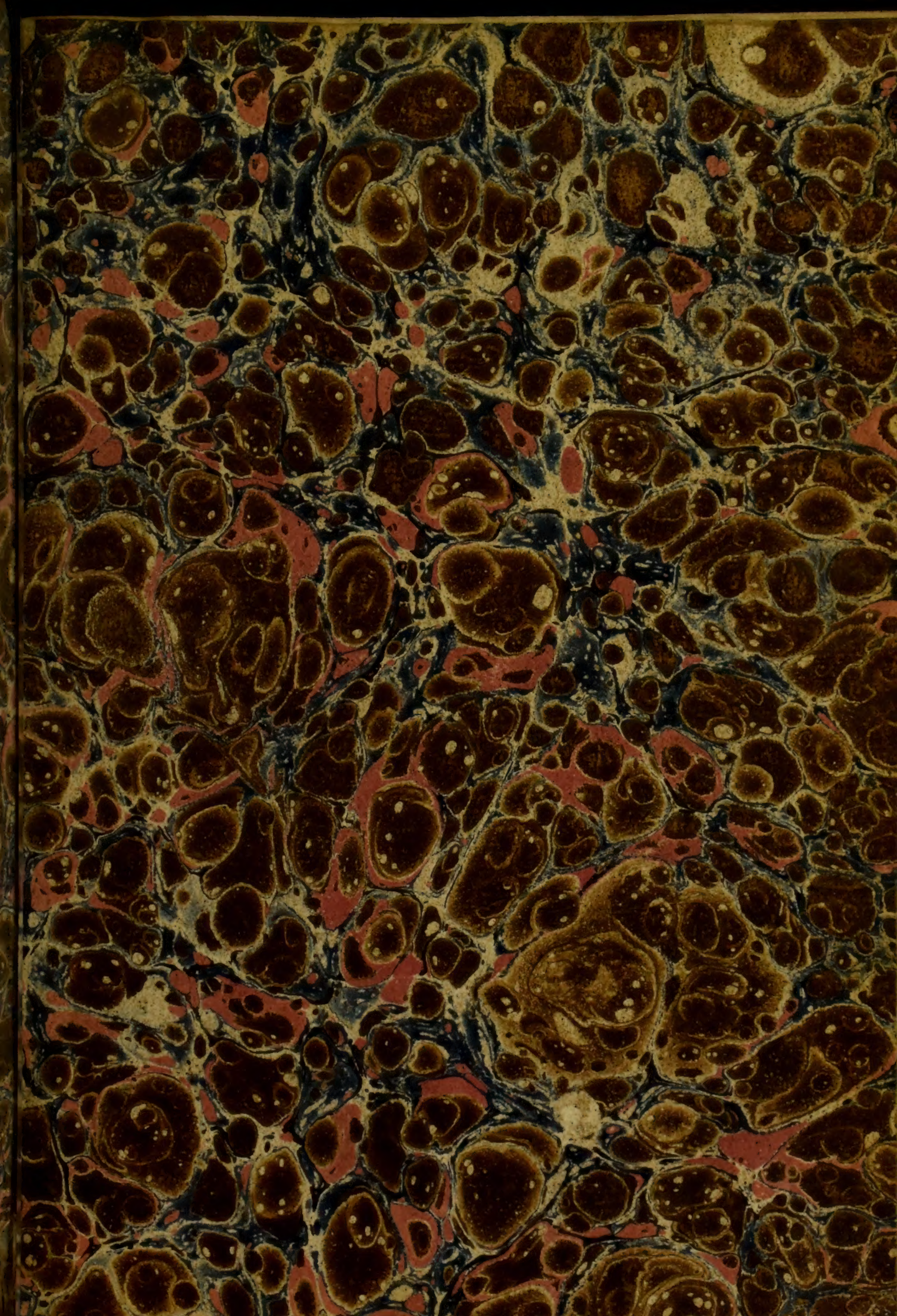






LECCIONES

DE

QUÍMICA ELEMENTAR

TOMO I.

NOTA.

Al fin de cada uno de los dos tomos de que consta esta obra se hallará la tabla comparativa de los pesos y medidas francesas y españolas.

LECCIONES

DE

QUÍMICA ELEMENTAR,

CON FIGURAS REPARTIDAS POR EL CONTEXTO;
EXPLICADAS LOS DOMINGOS EN LA ESCUELA MUNICIPAL DE RUAN.

POR M. J. GIRARDIN,

PROFESOR DE QUÍMICA APLICADA A LAS ARTES
Y MIEMBRO DE MUCHAS SOCIEDADES CIENTÍFICAS.

Traducidas de la segunda edicion francesa

Y ADICIONADAS POR

D. FRANCISCO CARBONELL Y FONT,

DOCTOR EN FARMACIA, SOCIO DE NÚMERO DE LA NACIONAL ACADEMIA
DE CIENCIAS NATURALES Y ARTES EN BARCELONA Y DE VARIAS OTRAS
NACIONALES Y ESTRANJERAS.

TOMO I.

MADRID:

CALLE DE LA SIERPE N.° 9.

1854.

TABLA COMPARATIVA

DE LAS MEDIDAS, PESOS Y MONEDAS DE FRANCIA CON LAS DE ESPAÑA.

SISTEMA METRICO FRANCES.	EQUIVALEN.
MEDIDAS DE LONGITUD.	
El *metro* (diez millonésima parte del cuarto del meridiano terrestre.)	á 3 pies castellanos y poco mas de 7 pulgadas.
El *decímetro* (décima parte del metro.)	á 4 pulgadas, 3 lineas de Castilla.
El *centímetro* (centésima parte del metro.)	á 5 lineas y muy poco mas.
El *milímetro* (milésima parte del metro.)	á media linea y muy poco mas.
El *decámetro* (10 metros.)	á 35 pies, 10 pulgadas y 8 lineas.
El *hectómetro* (100 metros.)	á 119 varas, 1 pie y 11 pulgadas.
El *kilómetro* (1000 metros.)	á 1197 varas castellanas.
El *miriámetro* (10000 metros.)	á 11963 varas de Castilla.
La *ana* (*l' aune*, vara antigua de medir en Francia.)	á 4 tercias y 4 dedos de la vara castellana.
MEDIDAS AGRARIAS.	
Área (cuadrado de 10 metros de lado.)	á un cuadrado de 36 pies castellanos de lado.
Centiárea (centésima parte del área.)	á un cuadrado de 43 pulgadas y muy poco mas de lado.
Hectárea (100 áreas.)	á un cuadrado de 395 pies, muy poco menos de lado.
Miriárea (10000 áreas.)	á 260 fanegas de Castilla.
MEDIDAS DE CAPACIDAD.	
Litro.	á medio azumbre poco menos; 141 litros hacen 70 azumbres; cuando sirve de medida de capacidad para los áridos, equivale á poco menos de la quinta parte de un celemin; 100 litros hacen 21 celemines.
Decilitro (décima parte del litro.)	á 8 pulgadas cúbicas de Castilla.
Decálitro (10 litros.)	á 5 azumbres muy poco menos.
Hectólitro (100 litros.)	á 49 azumbres y media si es para líquidos; y para áridos á 1 fanega 9 celemines.
Kilólitro (1000 litros.)	á 496 azumbres para los líquidos; y á 210 celemines para los áridos.
PESOS.	
Gramo (unidad de peso.)	á 20 granos del marco de Castilla.
Decigramo (décima parte del gramo.)	á 2 granos.
Centigramo (centésima parte del gramo.)	á dos décimos de grano.
Miligramo (milésima parte del gramo.)	á dos centésimos de grano: 50 miligramos hacen 1 grano.
Decágramo (10 granos.)	á 200 granos y medio, ó 5 y medio adarmes, poco mas.
Hectógramo (100 gramos.)	á 5 onzas, 5 adarmes y 15 granos.
Kilógramo (1000 gramos.)	á 2 libras, 2 onzas, 12 adarmes y 15 granos.
Miriágramo (10000 gramos.)	á 21 libras, 11 onzas, 12 adarmes y tres granos.
MEDIDAS DE SOLIDEZ.	
Esterio (es un metro cúbico.)	á 46 un cuarto pies cúbicos de Castilla.
Decisterio (décima parte del esterio.)	á 4 pies y cinco octavos cúbicos.
Decasterio (10 esterios.)	á 462 y medio pies cúbicos.
MONEDAS.	
Franco.	á 3 reales 27 maravedises de vellon.
Décimo (décima parte del franco.)	á 13 maravedises.
Céntimo (centésima parte del franco.)	á 1 maravedi y veinte y nueve cien avos.
Pieza de 5 francos (llamada vulgarmente napoleon.)	á 19 reales de vellon.
Pieza de 20 francos (moneda de oro.)	á 76 reales de vellon ó 19 pesetas.

PROLOGO

DEL

TRADUCTOR.

Nada ha contribuido tanto al desarrollo y á la perfeccion de las artes, entre las naciones de mas nombradía, como la instruccion sencilla y elementar que en estas se ha dado á los operarios que se dedicaban á algun género de industria. En Francia y en Inglaterra están saliendo todos los dias á la luz pública manuales y tratados compendiados de física y química puestos á los alcances y comprension del simple jornalero; y hasta la prensa periódica de aquellos reinos hace públicos los descubrimientos que considera útiles á las clases trabajadoras.

Mucho tiempo hace que llegué á sospechar que si en España la industria no habia adelantado tanto cuanto era de esperar del genio y bella disposicion de sus habitantes para toda especie de fabricaciones, debia esto atribuirse principalmente á la ignorancia en que, por falta de proteccion y estímulo yacia la clase productora. En estos últimos tiempos, he palpado yo mismo en un curso de química que di á fabricantes y operarios de esta ciudad los muchos inconvenientes que se presentaron al completo logro de mi patriótico fin, por carecer los cursantes de un li-

bro escrito en español, y el que redactado en estilo llano y lenguage inteligible, pudiese servirles de texto en las lecciones que se daban en la clase.

Convencido pues, por la esperiencia de lo mucho que interesan las obras elementares para hacer progresar nuestra industria, me resolví, haciéndome superior á mis cortos talentos, á traducir la presente obra, que su autor M. Girardin compuso con el laudable fin de enseñar la química aplicada á las artes á los fabricantes y mayordomos de establecimientos manufactureros de la ciudad de Ruan, y dividió en cincuenta lecciones, explicando una de estas á aquellos en cada uno de los domingos del año; y con este plan de enseñanza conseguia instruir á sus discípulos artistas sin distraerlos de sus respectivas faenas.

Las lecciones de química aplicada á las artes de M. Girardin, no solo pueden ser de provecho para los que se dedican esclusivamente á algun ramo de industria si que tambien á cualquiera que, ya por aficion y curiosidad, ya por necesidad, quiera ó haya de estudiar aquella ciencia.

Toda la obra está dividida en tres grandes secciones ó partes, abrazando cada una de estas un cierto número de lecciones.

La 1.ª tiene por objeto la química mineral.

La 2.ª la química vegetal.

La 3.ª la química animal.

Cada leccion está amenizada con la parte histórica de la materia de que trata.

He puesto al último de cada tomo algunas adiciones relativas á procedimientos químicos y artísticos, creyendo podrán ilustrar á los que se ocupan en trabajos industriales.

ADVERTENCIA
DEL AUTOR
SOBRE LA SEGUNDA EDICION.

La celeridad y presteza con que la primera edicion de estas Lecciones fue despachada, el estímulo que me han comunicado la prensa literaria, los periódicos científicos, las sábias académias y algunos profesores compañeros mios, no menos que el apoyo que he merecido por parte de los fabricantes é individuos dedicados á la industria de varios países, como que la mayor parte de ellos se apresuraron á suscribirse á mi obra en provecho de sus trabajadores, todo me imponia la obligacion de revisar muy escrupulosamente la segunda edicion de mi tratado popular de química; y lo he hecho con esmero y conciencia á fin de manifestar mi reconocimiento al público que siempre me ha mirado con indulgencia y consideracion.

Mi editor, participando de mis ideas, ha querido por lo tocante á él, dar pruebas de su simpatia para con la apreciable clase de operarios, rebajando el precio de estas Lecciones, en cuanto le ha sido posible, y está persuadido que la publicacion de este libro debia ser no un objeto de especulacion, pero si un acto

de filantropia y civilizacion, pues como yo, ha creido que instruir á los hombres era moralizarlos. Él y yo tendremos por satisfechos nuestros trabajos, si quedan apreciados en su justo valor los ardientes deseos que nos animan de ser útiles á nuestra patria.

J. Girardin.

AL

Dr. D. AGUSTIN YAÑEZ

Y GIRONA,

CATEDRÁTICO DEL COLEGIO NACIONAL DE SAN VICTORIANO, SOCIO EX-PRESIDENTE DE LA ACADEMIA DE CIENCIAS NATURALES Y ARTES DE BARCELONA, INDIVIDUO DE LA ACADÉMIA DE BUENAS LETRAS, Y DE LA SOCIEDAD DE FOMENTO DÉ LA ILUSTRACION DE LA MISMA CIUDAD, DE LA SOCIEDAD ECONÓMICA BARCELONESA DE AMIGOS DEL PAIS, DE LAS SOCIEDADES LINNEANAS DE NARBONA Y DE PARIS Y DE LA DE QUÍMICA-MÉDICA DE DICHA CAPITAL, DE LA ACADÉMIA GENERAL DE CÓRDOBA Y DE SU SOCIEDAD ECONÓMICA, CORRESPONDIENTÉ DE LAS ACADÉMIAS DE MEDICINA Y CIRUJIA DE BARCELONA Y DE MADRID Y DE LA DE CIENCIAS NATURALES DE LA MISMA CORTE.

¿A quien debia yo de justicia, por reconocimiento y amistad dedicar la traduccion, que con trémula mano acabo de hacer, de las *Lecciones de Química elementar* de M. J. GIRARDIN, sino á V. que primeramente fué condiscípulo mio, pero

condiscípulo sobresaliente, y despues mi maestro? ¿Y á mas de este comprometimiento no tenia que ir en busca de un nombre ventajosamente conocido en la hermosa y encantadora carrera de las ciencias de la naturaleza á fin de poner bajo su influencia y autoridad estos ensayos, fruto de mis cortos talentos?

Tenga V., pues, á bien, apreciable Profesor, admitirlos como un tributo de los sentimientos de respeto y gratitud que siempre le ha profesado

SU MAS ATENTO DISCÍPULO

Francisco Carbonell y Font.

El traductor

á los españoles dedicados á aquellos ramos de industria, cuyas mejoras y perfeccion dependen de conocimientos químicos.

No olvideis, vosotros, que, sin disputa, constituis una de las mas útiles y apreciables clases de la sociedad, que para progresar en las artes, y salir de una vez del carril de la rutina, es indispensable afanarse por escudriñar é investigar la razon ó el porqué de los resultados de vuestras manipulaciones. Lo conseguireis estudiando la Química. En esta ciencia hallareis un manantial inagotable de conocimientos que os iluminarán, á manera de antorchas, en las complicadas operaciones que practicais en vuestras fabricas y talleres. Yo penetrado, ya hace tiempo, de esta verdad, he creido haceros un bien traduciendo á nuestro idioma la presente obra que á

la sencillez y claridad del estilo reune un copioso número de procedimientos y experimentos muy interesantes y puestos al alcance de las mas comunes inteligencias.

Me tendria pues por dichoso, si algun dia pudiera decirme á mi mismo: tus trabajos aunque toscos, pero si hechos á impulsos de un vivo zelo por los adelantos de la industria española, han contribuido á nivelar esta con la de las naciones mas cultas del orbe.

LECCIONES

DE QUÍMICA ELEMENTAR.

Leccion primera.

NOCIONES GENERALES.



SUMARIO.

Definicion.—Division de los cuerpos en animales vejetales y minerales.—Moléculas, partículas, poros.—Coesion.—Estado de los cuerpos, sólidos, líquidos, gaseosos.—Division de los cuerpos en simples y compuestos.—Elementos metálicos y no metálicos.—Sobre la analísis y la síntesis.—De los reactivos.—De la combinacion química.—Fuerza que la determina, afinidad.

Sin detenerme un punto acerca la antigüedad de la química, y la significacion de esta palabra, diré, que segun el estado en que actualmente se hallan los humanos conocimientos, el objeto de esta ciencia es estudiar las diferentes acciones que ejercen unos cuerpos sobre otros, y el descubrimiento de su íntima constitucion. La química penetra en el interior de los cuerpos para separar sus diferentes principios; los destruye, y no se limita á este solo poder, pues por medios muy sencillos y numerosos, los reproduce con todos sus caractéres primitivos, y es susceptible de crear otros nuevos.

Una ciencia, cuyo poder es tan suntuoso, y cuyos resultados son tan sorprendentes como provechosos, en todas las épocas ha causado la admiracion á aquellos que no se han familiarizado con ella. Pero lo que aumenta mas la aficion á su estudio, es la conviccion que en breve adquiere de su necesidad, para con respecto al estudio de las demas ciencias, pues que á la medicina, á la hijiene pública, á la industria y á las bellas artes, les es indispensable su auxilio.

Es tan general esta ciencia, que comprende todos los fenómenos, que nos presenta la naturaleza en la variedad infinita de sus producciones, y aun en todos los procedimientos artísticos que se deben á la industria del hombre. La utilidad de su estudio se halla patentizada por el deseo general de penetrar sus arcanos, y por los pocos conocimientos exactos que están esparcidos en todo el mundo. Con este fin, ya para satisfacer la precision de un estudio positivo, que tanto se necesita en el siglo actual, como para iniciar un grande número de personas en esta ciencia, que es de las que la humanidad recibe mayores utilidades, se va á crear una enseñanza elementar, que esté al alcance de todos los talentos.

En estas lecciones procuraré manifestar los hechos, despojados de perniciosas hipótesis, que suelen turbar la inteligencia, y sin fijarme despóticamente en clasificaciones, me limitaré á la claridad y laconismo.

No dudo obtener la ventaja de generalizar nociones exactas, para destruir las innumerables preocupaciones ó errores, tan perjudiciales á la prosperidad de la industria, y predisponer los talentos á un estudio mas elevado, que aquel á que hasta ahora se han circunscrito.

El objeto es grandioso, y así espero que la benévola atencion pública secundará los esfuerzos, que me he propuesto emplear, para llenarlo enteramente.

Se ha dicho cual es el objeto de la química, véase ahora como obra, y luego se examinarán los cuerpos acerca los cuales la química ejerce su accion. Cuando se estudia con atencion los diferentes seres, que se hallan á la superficie,

ó en el interior de la tierra, se observa á primera vista, que pueden dividirse en tres grandes clases. Animales, vejetales y minerales. Unos, dotados de movimiento, con una voluntad que los dirije; nacen de seres que los reproducen con sus caractéres, y mueren despues de un período mas ó menos largo, esto es, cesan las funciones por las que se manifestaba su existencia: tales son los animales.

Otros, que tienen una vida aparente, que nacen de individuos análogos, y mueren despues de cierto tiempo, como los animales; se diferencian esencialmente de estos, por estar obligados a permanecer fijos en el mismo lugar donde han nacido, y se hallan privados de la voluntad necesaria á los diferentes actos de la vida. Estos se llaman vejetales.

En fin, una tercera clase de seres naturales, comprende á aquellos en los que no puede distinguirse ningun principio de vida, ni reproducirse, como los primeros, que existen desde tiempo inmemorial, y conservan el mismo aspecto, siempre que las circunstancias exteriores, donde se hallan colocados, no cambien. Estos últimos son los cuerpos brutos ó minerales.

Todo cuerpo consta de una multitud de partículas de su misma naturaleza, y cada una de ellas, tomada aisladamente por sí sola, posee todas las propiedades del cuerpo de que proviene. Dividiendo en 8, ó 10 partes, en 50, ó en 100 un pedazo de madera ó de azúcar, se hallará en cada una de las partes separadas, por pequeñas que sean, los caractéres de la madera ó del azúcar. Siguiendo la division de un cuerpo hasta donde pueden los medios mecánicos, se llega á un extremo muy pequeño, pero no al último del que es susceptible, como voy á demostrar.

Tómese agua, que tenga en disolucion una cantidad de sal comun. Una gota de esta agua salada mézclese con una grande cantidad de agua pura, y menéese; cada gota de esta contendrá un poco de sal de la que contenia la gota de agua salada, que se le ha mezclado, y en este caso la sal habrá experimentado una mayor division. Para probar que esto es así, échese en una pequeña porcion de este liquido

una gota de un licor, que tenga la propiedad de hacer precipitar bajo un aspecto sólido la sal que se hallaba dividida. Verificado este experimento se verá aparecer en medio del agua unos copos blancos opacos y sólidos, que patentizan la presencia de un cuerpo particular en disolucion, pues que echando el licor precipitante dentro el agua pura, no aparecerá semejante cuerpo.

A estas partes tan pequeñas de un cuerpo, que no se distinguen con la simple vista, se les da el nombre de moléculas.

Bajo este principio se dirá, que un cuerpo está formado de moléculas, que estas son semejantes entre sí, y se conservará el nombre de partículas á la aglomeracion de moléculas bastante grandes, susceptibles de verse, y que se obtienen por la sola division mecánica. No debe creerse, que los cuerpos tengan sus moléculas colocadas las unas sobre las otras, aun en los mas compactos, pues median entre ellas unos vacíos mas ó menos grandes, y á estos vacíos, ó intervalos, se da el nombre de poros.

Pero á qué atribuirémos esta tan íntima union de las moléculas de un cuerpo, que para separarlas sea indispensable un cierto esfuerzo? Se atribuye esta union á una fuerza particular, cuya naturaleza está desconocida, pero que por sus efectos no puede dudarse de su existencia, y como se necesitan palabras para expresar las ideas, se ha dado á esta el nombre de coesion. Es pues la coesion, la fuerza oculta que reune las moléculas de los cuerpos, pero no la ejerce con igualdad en todos. Por esta razon vemos que el vidrio, la madera, el hierro, ect., no se rompen con igual facilidad, pues el hierro necesita mas fuerza que la madera, y la madera mas que el vidrio; lo que demuestra que la coesion, que une las partículas del hierro, es mucho mayor que la que une las de la madera, y con mucha mas razon que la que une las del vidrio.

Los diferentes estados que afecta la materia, son producidos por las variaciones de la coesion, ó de esta fuerza que se acaba de manifestar que es la que une las moléculas. La

materia se manifiesta á nuestra vista bajo tres estados diferentes, de los que se ha dado ya idea. A saber: sólida como la piedra, la madera: líquida, como el agua, la sangre, la leche y gaseosa, es decir, invisible como el aire que nos rodea. Un cuerpo puede algunas veces afectar al mismo tiemestos tres estados. En el agua tenemos un ejemplo muy marcado. En efecto, la conocemos en estado de nieve ó de hielo, sólida; líquida en su estado regular y gaseosa en el estado de vapor. El aire que respiramos contiene siempre vapor de agua. Su demostracion es muy sencilla. Póngase una porcion de hielo y de sal dentro de un vaso, cuyas paredes exteriores estén bien secas, y al instante se verán cubiertas de una capa superficial á manera de escarcha.

Con la mayor facilidad puede hacerse pasar el agua de uno de estos estados al otro. El hielo calentado se funde y produce agua líquida, la que aumentandole el calor se reduce toda á vapor: este vapor enfriado se vuelve líquido, y expuesto á una temperatura mas baja, se hiela y se solidifica.

Semejantes fenómenos se nos presentan á nuestros ojos muy á menudo. De la superficie de los mares y de los rios, se eleva continuamente una inmensa cantidad de vapores aguosos. Suspensos en las altas rejiones, producen las nubes y nieblas, desplomándose en ciertas circunstancias, bajo la forma de lluvia, de nieve, ó granizo: las mismas causas reproducen los mismos efectos, de suerte que jamas se interrumpe la succesion de estos fenómenos admirables, que se esplican extensamente en la física general.

Hay muchos otros cuerpos, que como el agua poseen la facultad de tomar estos tres diferentes estados, hay otros que solo son susceptibles de tomar dos, y otros que solo pueden tomar uno. Los huesos de los animales son siempre sólidos, y no pueden cambiar este estado sin sufrir una grande alteracion. El plomo, siempre sólido, puede pasar á líquido por la accion del calórico, pero no puede por ningun medio reducirse á vapor. El alcohol que ordinariamente se vé en estado líquido, no puede pasar al estado sólido,

por que el mas ligero calor basta para convertirlo en gas; el aire en el cual vivimos conserva siempre su forma gaseosa, como igualmente la conservan varios aires diferentes.

La palabra gas, cuyo origen aleman significa alma, ó espíritu, fué adoptada por el químico Balmon, solo para expresar el vapor que produce el líquido en la fermentacion vinosa; pero posteriormente la aplicó á toda sustancia invisible que se desprende de los cuerpos por la influencia del calor. Macquer célebre químico francés del siglo XVIII, ha conservado esta palabra en el lenguage de la química moderna para todas las especies de aires diferentes del admosférico, que se respira, al solo que ha dejado su primitiva denominacion; por esto se ha dado el nombre de gas carbónico al aire que se desprende durante la fermentacion de la cerbeza y del vino de champagne, el de gas sulfuroso al del azúfre ardiendo; el de gas hidrógeno carbonado al de la combustion de carbon de piedra, y varios otros que se conocerán y manifestarán en el decurso de las lecciones.

La fuerza de coesion es siempre modificada por la accion del calórico. Para convencerse de esto, basta observar que sujetando los cuerpos sólidos ó líquidos á la accion del fuego, se funden ó se reducen á vapor, y que si se les separa de dicha accion despues de liquidados ó gaseados, vuelven á tomar el estado primitivo; de lo que se deduce, que el estado de los cuerpos depende de una lucha contínua entre la fuerza de coesion, que propende á reunir las moléculas, y de la del calor, que por lo contrario tiende á separarlas; de modo que los cuerpos son sólidos, líquidos ó gaseosos, segun las circunstancias de esta lucha. Cuando el calórico en un cuerpo supera á la fuerza de coesion, es gaseoso, sólido en el caso contrario, y líquido cuando las dos fuerzas son iguales ó se balanzean. De esto se deduce que en los gases donde la fuerza de coesion es muy débil, las moléculas se hallan muy separadas, y continuamente tienden á separarse y mas, por lo que es preciso encerrarlas dentro de vasos para evitar el que se esparzan por el aire.

La sola observacion de que los cuerpos de la naturaleza

no son todos formados de una misma sustancia, nos convencerá de esta verdad. El plomo se distingue á primera vista del cobre, este del hierro, tampoco se confunden entre sí la madera, el agua, la creta, la arena etc., y por las diferentes propiedades y caractéres que distinguen a estos diferentes cuerpos, se viene en conocimiento, que la naturaleza íntima de la sustancia que los compone debe variar en cada uno de ellos: fijando mas la atencion en estos cuerpos, se obseva que los unos tienen una composicion muy complicada, y los otros la mas sencilla. Sujétese por ejemplo el plomo, ó el hierro, á la accion de un fuego el mas vivo, ó á la de cualquiera otro ajente el mas enérjico, jamas se llegará á separar de ellos otra cosa que plomo ó hierro. Al contrario expóngase la madera á la misma accion, y se separarán gases diferentes del aire comun, aceite y del carbon etc.; caliéntese la creta dentro de una retorta, y por su construccion se obtendrá cal y un cuerpo gaseoso particular. La madera y la creta, son pues dos cuerpos formados de diferentes sustancias, mientras que el plomo y el hierro solo contienen una, pero diferentes en cada uno de los dos.

Estos esperimentos inducen á dividir todos los cuerpos que se conocen, y aun los no conocidos, en dos grandes clases á saber: cuerpos simples y cuerpos compuestos. Los primeros llamados aun elementos, porque por su reunion uno á uno, uno á dos etc. y en pequeño número, concurren á la formacion de los segundos.

Apesar de que los antiguos solo reconocian cuatro sustancias elementales como, la tierra, el fuego, el aire, el agua, los que segun los descubrimientos de los químicos y físicos modernos, son cuerpos compuestos; en el dia conocemos cincuenta y cuatro cuerpos simples ó elementos, y son:

Aluminio.	Calcio.	Hierro.	Moliddeno.	Potasio.	Tugsteno.
Antimonio.	Cerio.	Glucinio.	Niquel.	Rodio.	Vrano.
Plata.	Cromo.	Iridio.	Oro.	Sodio.	Vanadio.
Arsénico.	Cobalto.	Litio.	Osmio.	Stroncio.	Ytrio.
Bario.	Colonbio.	Magnesio.	Palladdio.	Teluro	Zinc.
Bismuto.	Cobre.	Manganeso.	Platino.	Thoro.	
Cadmio.	Estaño.	Mercurio.	Plomo.	Titaneo.	

Azoe.	Carbono.	Hidrógeno.	Fósforo.	Azufre.
Bore.	Clore.	Iodo.	Selenio.	Circonio.
Bromo.	Fluor.	Oxigeno.	Silicio.	

Estos elementos son ordinariamente clasificados en metales, y en cuerpos no metálicos ó metalloides. Los cuarenta primeros, son metales, los otros son metalloides. Esta division se funda en los muchos caractéres distintivos que pertenecen á los cuarenta primeros, y de los que carecen generalmente los segundos. Así se entiende por metal un cuerpo muy pesado, opáco, de una brillantez muy viva, natural ó susceptible de adquirirla por el frote ó por el pulimento, y que lo conservan sus mas pequeñas partículas. Por metalloide ó cuerpo no metálico, se entiende un cuerpo simple que carece del peso y brillantez del metal, pero que es traslucido ó trasparente. Esta division está muy lejos de ser tan exacta como en sí parece, bien que no es de suma importancia.

La clase de cuerpos compuestos es muy numerosa. Para facilitar su estudio se subdividen en muchos grupos, segun el número de elementos que los constituyen, y son llamados cuerpos Binarios, Ternarios, Quaternarios, conforme el número de elementos que los componen.

Para descubrir la naturaleza propia de los cuerpos, y para distinguir los compuestos de los simples, es necesario que la ciencia nos suministre métodos susceptibles de una grande precision. Se llama analísis el que separa los componentes de un cuerpo, de modo que vuelvan á presentarse con las propiedades que le caracterizan en su estado primitivo, y síntesis el que obra de un modo inverso, reu-

niendo los elementos separados de un compuesto, de un modo capaz de reproducirlo como existia antes.

Hemos dicho anteriormente, que la creta calentada dentro de una retorta, producia á la vez un gas y cal viva. La separacion de estos dos principios constitutivos, es una verdadera analísis, y será una verdadera síntesis, siempre que recogidos el gas y la cal, y expuestos otra vez en contacto, como corresponde, vuelvan á producir la creta anteriormente destruida. Esta segunda operacion prueva evidentemente, que la creta es un compuesto Binario, que tiene por principios constitutivos la cal y un gas particular llamado ácido carbónico.

Así dirémos definitivamente que la analísis es el arte de descomponer los cuerpos, y la síntesis el de volverlos á componer.

Para verificar el analísis, los químicos se valen de los ajentes y de los reactivos. Ajente es todo cuerpo que de cualquier modo proporcione el medio de verificar la separacion de las partes constitutivas de un compuesto. Reactivo es el que en vez de separar completamente estas partes, se concreta solo en patentizar su presencia, y manifestar su diferente naturaleza, ó mas bien el que en contacto con otro cuerpo, produce ciertos señales ó fenómenos característicos, que obran siempre de un mismo modo en igualdad de circunstancias. El ejemplo para el ajente, le tenemos marcado en el analísis de la creta, en que se evidencia ser este ajente el calor: y para el del reactivo, pónganse tres vasos llenos de agua comun: en el primero, añádanse algunas gotas de vinagre; en el segundo, un poco de sal comun; en el tercero, una porcion de potasa. Echese en seguida en los tres vasos un poco de jarabe de violetas, y obsérvense los fenómenos particulares que se presenten en estos tres casos. El color del jarabe no cambiará en el vaso que contiene la sal comun; volverá sensiblemente rojo en el que se halle el vinagre, y tomará un color verde en el que contenga la potasa. Este modo de obrar del jarabe de violetas, tan diferente segun los cuerpos que se han empleado, ma-

nifiesta la existencia de una sustancia diferente en cada uno de los vasos, y como siempre que un líquido contenga potasa libre, el jarabe de violetas manifiesta esta alteracion en su color, esto es, el tránsito de azul á verde, se deducirá que puede emplearse para distinguir la potasa de todas las otras sustancias, que no presentan igual fenómeno de coloracion, y que es un reactivo para la potasa.

Todo cuerpo tiene pues, su propio reactivo, así nada hay mas fácil que reconocer la composicion de las diferentes sustancias que se hallan en la superficie, profundidades del globo terraqüeo, y en la admósfera. Todo químico puede penetrar en el interior de todos los cuerpos de la naturaleza, valiéndose de un corto número de ajentes y de reactivos, como igualmente descomponerlos y reproducirlos á su antojo.

Cuando dos cuerpos de diferente naturaleza se hallan de cierto modo en contacto, se observa con sorpresa, que se unen y producen una nueva sustancia, que no tiene ninguna de las propiedades características de sus componentes, por ejemplo: si se toma una cierta cantidad de potasa, sustancia tan cáustica, que aplicandola sobre la carne animal produce de repente úlceras, y una completa desorganizacion, que su introduccion en el estómago, causa vehementes dolores, á los que sucede una muerte horrorosa, y se la une con proporcion determinada á un líquido ácido, llamado entre el comercio aceite de vitriolo ó ácido sulfúrico, que no es menos enérjico que la potasa; quema, corroe y destruye, todas las sustancias organizadas, á tal estremo, que la madera, la paja, el algodon, la carne, quedan convertidos en carbon cuando se sumerjen en él; solo se verá resultar un compuesto binario que apenas tiene sabor, ninguna accion destructiva sobre las materias organizadas, susceptible de introducirse en grande cantidad en el estómago, sin que cause otro efecto que una ligera purgacion. Este nuevo cuerpo fué llamado por los antiguos sal policresta de Glaser y por los modernos proto-sulfato de potasa.

Es muy estraño y al parecer milagroso, lo que sucede con ciertos cuerpos venenosos, que pierden sus propiedades

deletereas por su union, y forman despues de ella una nueva sustancia que la medicina emplea con buen éxito, para restablecer la salud. Este fenómeno es uno de los mil ejemplos prodijiosos, que la química da á luz con una facilidad que no es menos digna de admiracion, que sus resultados.

La accion, por medio de la cual se forma un compuesto, se llama combinacion, lo que la determina, los químicos lo atribuyen á una fuerza natural, desconocida en su naturaleza como la coesion, á la cual le han dado el nombre de afinidad.

Esta fuerza que como la coesion, tiende á reunir las moléculas de los cuerpos, difiere esencialmente de esta última, en que obra siempre sobre partes eterogéneas ó diferentes, y que produce cuerpos nuevos, cuyos caractéres en nada se parecen á las sustancias que los constituyen; al paso que la colusion como se ha dicho, ejerce sus efectos sobre moléculas semejantes, simples ó compuestas, y solo produce masas coherentes, mas ó menos voluminosas y compactas, pero de la misma naturaleza, que aquellas que reune ó aproxima, por ejemplo en el plomo, es la coesion la que une sus moléculas, y en la creta es la afinidad, la que determina la union de las moléculas de la cal con las del gas particular, ó ácido carbónico, que anteriormente hemos dicho.

Esta afinidad no obra siempre con igual fuerza en todos los cuerpos, pues no todos manifiestan una tendencia igual al combinarse entre sí. Son muchas las causas que se oponen á la accion de esta fuerza. Mas adelante conocerémos, como tambien los muchos medios que la química emplea tanto para producir la combinacion de los cuerpos, como para verificar su analísis.

El poder del químico para lograr este objeto, es en cierto modo parecido al del criador. Piedras, agua, fuego, luz, todos están sujetos á su alvedrío, y en sus manos todo se crea y descompone. Con un corto número de sustancias elementales las puede formar de nuevas á millares, todas diferentes entre, sí y muchas aun desconocidas en la naturaleza, y despues de haberlas destruido por medios tan simples

como ingeniosos, puede de nuevo reproducirlos, reuniendo en circunstancias favorables, aquellos principios constitutivos, que de antemano habia aislado. Así puede bien decirse sin exajeracion, que la química ha robado los secretos de la naturaleza, y que rivaliza con ella en una infinidad de circunstancias. Todavía mas, su génio ha hecho descubrir los medios de formar cuerpos, que impotente la naturaleza no sabrá imitar. El cambio á su voluntad, del almidon en goma, de la goma en azúcar, del azúcar en alcohol, del alcohol en éter, del éter en agua y en gas combustible, prueva enteramente que la transformacion de las sustancias es solo un juego para una ciencia tan útil como prodijiosa. De una sustancia inherte obtiene el químico una serie de cuerpos dotados de propiedades preciosas. De un pedazo de madera, extrae el gas, que alumbra los establecimientos y plazas públicas; el azúcar que dulcifica las bebidas y manjares; el vinagre que eleva el sabor, etc.

Todas aquellas maravillosas producciones, que recuerdan al entendimiento los encantos orientales que entretienen nuestra infancia, aquellas mágicas, fantasmagorías de hechiceros ó charlatanes, que horrorizan nuestra inesperta imaginacion, no son mas que efectos muy sencillos, ejecutados por la intervencion de estas fuerzas, que bajo el nombre de afinidad, de calor, de electricidad, de atraccion, ó de coesion, son los ajentes de todas las combinaciones, y de todas las descomposiciones posibles.

Aseguremos pues, que si este estudio es digno de fijar el interés, de absorver la atencion é inteligencia la mas elevada, y cautivar los espíritus mas ligeros, es verdaderamente por que conduce por medio de procedimientos, tan halagüeños como fáciles, á los mas grandes y preciosos resultados.

Leccion segunda.

DEL AIRE.



SUMARIO.

De la admósfera.—Principales propiedades físicas del aire.—Presion admosférica.—Naturaleza química del aire.—Sus componentes: oxígeno y azoe.—Caractéres distintivos de estos dos gases.—Denominaciones particulares de los principales compuestos, de los que el oxígeno forma parte.—Accion del oxígeno y del azoe en la naturaleza y en las operaciones artísticas.

No hay nadie, que aun sin poseer el menor conocimiento de física ó de química, no conozca la existencia de una sustancia invisible y fluida, que se mueve y se ajita á nuestro alrededor, y que llena el espacio hasta los últimos límites á que puede extenderse nuestra vista. Esta sustancia es el aire, cuya presencia observamos por sus efectos desde la niñez, por lo que decimos frecuentemente, el aire es caliente y frio, es seco, es húmedo, etc. Por instinto sabemos que es el aire quien sostiene la vida, quien por su ajitacion produce el viento, hincha las velas de las naves, empuja las nubes en la inmensa admósfera, y produce los terribles huracanes, que causan la desolacion de las campiñas. Tenemos ya pues una idea exacta de este fluido, que estamos acostumbrados á considerar como uno de los elementos de la naturaleza. Solo falta manifestar la inexactitud de esta idea, en cuanto á la manera de existir, á la composicion, y á las propiedades de este ajente universal, es de lo que nos ocuparémos en esta leccion.

Los físicos distinguen comunmente bajo el nombre de admósfera, que quiere decir esfera de vapor, el conjunto de aire que llena la tierra y forma una masa de un espesor inmenso, á cuyo seno se reunen todas las sustancias que se volatilizan ó se separan de la superficie de esta. Su figura es esférica como la del mismo globo que le contiene, y como él se halla comprendida en el ecuador y sugeta á los polos.

No es posible determinar la extension de la admósfera, porque no termina fijamente á cierta elevacion, y el aire es tanto mas raro, cuanto mayor es esta, de modo que aun no se ha podido calcular positivamente, cual es el grado de sutileza de sus últimas moléculas. Lo que á este fin podria hacerse es, calcular por los fenómenos, cuya causa es conocida, el límite de densidad que guarda á una elevacion considerable. No es de nuestra inspeccion el manifestar porque medios formaron los astrónomos los cálculos que les han conducido á admitir, que la altura media de la admósfera es de 16 á 20 leguas geográficas. Contentémonos con esta opinion.

Las exactas nociones que poseemos, sobre las propiedades del aire admosférico son enteramente debidas á los experimentos de los físicos y químicos modernos. En efecto, á principios del siglo XVIII fué cuando Galileo patentizó no solamente la existencia del aire, si que tambien algunas de sus mas admirables propiedades físicas. Antes de él, considerábase la admosfera como un espacio enteramente vacío. En 1640, Galileo descubrió que el aire tenia peso, introduciendo en un globo de vidrio con una llave, por medio de un fuelle, una cantidad de aire mayor que el que contenia, y observó que el globo habia aumentado en peso. De este experimento dedujo muchas otras propiedades físicas del aire por sí solo y unido con los otros gases, las que subdivide á saber; compresible porque cede á la presion y puede acumularse dentro de un vaso en cantidad tanto mayor, cuanto mas fuerte sea esta, elástico, porque cuando está comprimido ejerce una fuerza considerable para sa-

lir del interior del vaso que le contiene, y luego que la presion cesa, vuelve á tomar su primer volumen. De modo que puede llamarsele un perfecto resorte, pues se dilata y se contrae segun el peso con que se le carga.

Por los experimentos modernos, mas exactos que los que Galileo pudo valerse á su tiempo, respecto de que las ciencias físicas nos han enseñado el verdadero peso del aire, sabemos que diez litros de aire en el estado ordinario pesan trece dracmas, ó de otro modo que si 760 litros de aire pesan á corta diferencia un quilógramo.

El aire en este estado solo pesa la 770ª parte de un volúmen igual de agua. Debemos advertir que la densidad del aire, es decir su peso bajo un determinado volumen, es siempre tomado por unidad de medida del peso específico de otros gases y demas vapores; porque estos son unas veces mas pesados, otras mas ligeros que el aire admosférico, y en todas las comparaciones el peso de este se representa por 1, ó por 100, ó por 1000. Supuesto que el aire pesa, puede facilmente concebirse que las capas inferiores de este fluido, es decir aquellas que se hallan mas cerca de la tierra, deben soportar el peso de todas las sobre puestas, y por consiguiente deben ser mas densas en razon de su compresibilidad, esto es, deben pesar mucho mas aun en volumen menor, y supuesto que el aire es elástico y que sus moléculas tienen una grande movilidad, debemos inferir que los cuerpos sobre los cuales descansan las capas admosféricas, sostienen precisamente el mismo peso, que recarga á estas en sus diferentes elevaciones. A esta fuerza ó peso que la admósfera ejerce de un modo uniforme sobre todos los cuerpos que se hallan á la superficie de la tierra, se le da el nombre de presion admosférica. Esta presion varía, segun la mayor ó menor elevacion en que nos hallamos con respecto al nivel del mar. Colóquese un hombre á la cima de una montaña, es evidente que no sostendrá tantas capas de aire como otro, colocado á la base de la misma; teoría que nos indica que esta presion ha de ser cuasi insensible á los últimos límites de la admósfera. El

aligeramiento y mayor facilidad en la respiracion que experimentamos ganando una altura, podemos bien conocer que solo depende de esta disminucion succesiva de presion.

El siguiente experimento manifiesta la presencia del aire, y atestigua la presion que hace experimentar á los cuerpos que le están unidos. Póngase un flotante, por ejemplo, un pedazo de corcho sobre un cubo lleno de agua, aplíquesele un vaso vuelto al revés que su abertura coincidiendo con el agua encierre dicho corcho, y se verá que á proporcion que se vaya hundiendo el vaso el corcho tambien se hundirá. La superficie del agua que comprenda el vaso no se hallará al mismo nivel que la esterior: jamas el agua no podrá subir dentro de este vaso hasta poder mojar su fondo interior; y el corcho se mantendrá siempre separado de este fondo. Es evidente que este espacio se halla ocupado del aire, pues inclinando el vaso un poco, se observa que asciende y rompe la superficie del agua en forma de grandes burbujas.

A esta presion admosférica, de que acabamos de hablar, se debe la existencia de los líquidos á la superficie del globo: la misma, es quien opone obstáculo á su reduccion en vapores: sin ella no podriamos existir, y es la que produce la ascension del agua en las máquinas de bomba, como igualmente la subida del mercurio en el barómetro, instrumento que sirve como su nombre lo indica para medir esta presion. Esta fuerza hace equilibrio, en las circunstancias ordinarias, á una coluna de agua de diez metros, cuatro decimetros de altura, ó á una coluna de mercurio de 76 centímetros.

No me detendré sobre estas propiedades físicas tan curiosas del aire, porque se esplican con toda la extension en el curso de física, y pasaré inmediatamente á tratar de aquellas que coresponden mas particularmente al objeto de este curso.

El aire es trasparente, pero no absolutamente sin color; tira á azul pero tan debilmente que no se percibe sino cuando se observa en grande masa. Si no hubiese aire, ó si fuese enteramente invisible el cielo se nos presentaria sin

brillo y sin color, á manera de una bóveda negra en la que los astros brillarian durante el dia, con el mismo resplandor que durante la noche; nuestra vista penetraria hasta el interior de una obscuridad dificil de describir, y la luz del sol heriria la tierra de un modo desigual; cuando ahora los rayos luminosos reflejados por la admósfera, nos remiten la luz mas viva, y distribuida con mas uniformidad. Cuando desde la cima de una alta montaña contemplamos el cielo, nos parece tanto mas hondo, por que entonces la admósfera queda mas baja, y el espacio que la rodea, presenta su color mas sombrío. El tránsito del color del cielo de azul intenso al azul claro y casi blanco, depende de los vapores aguosos que nadan en el ayre, iluminados por el sol y reflejando su luz; cuanto mas la admósfera se halla cargada de estos vapores, tanto mas azul se nos presenta. Por esta razon la vemos mas clara por la mañana y por la tarde, y de un azulado mas intenso al medio dia, y durante la noche, sobre todo en el invierno.

El aire cuando puro carece de olor, y tambien de sabor segun la mayor parte de los físicos. Nuestros órganos acostumbrados á su impresion, no sienten sabor alguno, y solo por la dolorosa sensacion que causa á los niños recien nacidos, á las úlceras descubiertas y á los nervios de los animales, venimos en conocimiento que su contacto produce algun efecto.

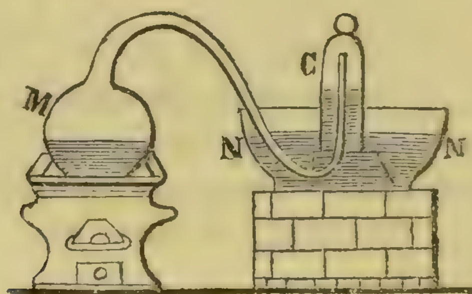
Se dice que el aire es frio, cuando el termómetro señala cuatro grados sobre cero; que es templado, cuando se aumenta en sus grados, y cuando señala 25 ó mas, decimos que es caliente, y entonces se acerca á la temperatura de nuestro cuerpo, que es de 37 grados á corta diferencia en todos los paises.

Vamos á examinar si este aire que ya conocemos por sus principales propiedades, es un cuerpo simple ó sin elemento, como lo habian considerado los antiguos.

Tardóse mucho en ocuparse de la naturaleza íntima del aire, y estaban descubiertas la mayor parte de sus propiedades mecánicas, cuando se ignoraba su verdadera compo-

sicion. Juan Rey, célebre médico nacido en Bugüe sobre la Dordoña, observó en el año 1630 que el aire era absorvido por los metales calentados en su interior, pero no habia hallado si esta absorcion era completa ó parcial.

Este cuidado era reservado al ilustre Lavoisier, que nació en Paris año 1743, cuya reputacion no se borrará jamas, porque puede decirse que la química moderna fué creada por él. Por medio de experimentos tan ingeniosos como delicados, aseguróse que los metales calentados al contacto del aire, solo absorven una parte de este fluido, que la parte absorvida ofrece unos caractéres muy diferentes de los que posee la parte no absorvida, y finalmente demostró de un modo irrecusable, que este supuesto elemento resultaba de dos gases, que les dió por nombres oxigeno, y azoe. Hé aquí el principal experimento con el cual Lavoisier comvenció á los químicos de su tiempo, en 1774, de la naturaleza compuesta del aire.



Pesó una cantidad determinada de mercurio puro, la encerró dentro de una retorta de vidrio de cuello largo y encorvado, de modo que llegase hasta el extremo interior de una proveta (C) colocada en un baño del mismo metal. (N), tomó nota de la cantidad de aire que llenaba el interior del aparato. Calentó la retorta durante doce dias á una temperatura cerca del punto de ebulicion del mercurio, esto es á 360 grados del termómetro centígrado. Una cantidad de aire fué absorvida muy despacio por el mercurio, el que se cubrió de una porcion de partículas pequeñas encarnadas. El aire que quedaba dentro del aparato des-

pues que fue concluida la absorcion, quedó inutil tanto para la respiracion como para la combustion, pues que los animales que se introducian en la proveta, morian á pocos instantes, y las luces encendidas se apagaban de repente, del mismo modo que si fuesen introducidas dentro del agua. Habiendo recogido con mucho cuidado las partículas encarnadas, que se habian formado durante la operacion, y habiéndolas expuesto á una temperatura de 400 grados dentro de una pequeña retorta de vidrio, que tenia adaptado un aparato propio para recibir los productos líquidos, ó gaseosos que pudiesen desprenderse, observó que estas partículas tomaban muy despacio los caractéres del mercurio, desprendiendo un gas mucho mas propio, que el aire de la admósfera para mantener la combustion y la respiracion de los animales, en tanto que una vela encendida introducida dentro este gas, desprendia un resplandor muy vivo y deslumbrante, y el carbon en lugar de consumirse muy despacio, como en el aire ordinario, ardía con una ráfaga de luz tan viva, que la vista apenas podia soportar.

Reflexionando acerca las circunstancias de este experimento, dice el químico ilustre, se nota que el mercurio calcinandose, absorve la parte saludable y respirable del aire; que la parte de este que quedaba, es una especie de tufo incapaz de mantener la respiracion y la combustion: que el aire de la admósfera es un compuesto de dos fluidos elásticos de naturaleza diferente y opuesta. Es una prueba de esta verdad interesante, que volviendo á combinar estos mismos dos fluidos, que se han obtenido separados, se vuelve á formar un aire, en todo semejante al del admósfera, propio y á corta diferencia á un mismo grado para la combustion, para la calcinacion de los metales, y para la respiracion de los animales.

La parte saludable y respirable del aire es la que nosotros llamamos oxígeno, gas que el químico inglés Priestley obtuvo puro á mediados del año 1774; la parte irrespirable, es lo que llamamos azoe, que el botánico Rutcherford de Edimburgo, habia reconocido desde el año 1772.

Despues de este descubrimiento que causó tan grande revolucion en los principios de la ciencia, los experimentos multiplicados por los químicos de todos los paises, han demostrado, que siempre que el aire admosférico se halla en perfecta libertad, y tomado de las profundidades las mas considerables, ó de las cimas de las mas altas montañas, en las regiones de las nubes, en la superficie de los mares, ó en el interior del continente, se halla en todas partes y en todas las estaciones, compuesto del mismo modo, y consta de un quinto de su volúmen de oxígeno, y cuatro quintos de azoe, ó de 21 partes del primero y 79 del segundo.

A fin de que no quede duda alguna acerca de esta verdad, la demostrarémos por medio de un experimento decisivo y sorprendente, valiéndonos del fósforo, cuerpo tan conocido que los niños se valen de él para diversion, escribiendo con él letras en las paredes, que solo son visibles en la osbcuridad, y que se emplea en el dia con profusion en la elavoracion de los mistos, que con solo frotar se encienden. Este cuerpo á la temperatura ordinaria expuesto á la accion del aire admosférico, le roba todo su oxígeno, y deja en libertad el azoe, obrando igualmente como en el mercurio, pero con la sola diferencia que su accion es mas rápida y determinada en pocas horas.

Para esto introdúzcase debajo de una proveta graduada, y colocada sobre un baño de mercurio, 100 volúmenes de aire, despues un poco de agua y un cilindro de fósforo atado en un hilo de hierro flexible, despues de algunas horas de permanencia observarémos, que la absorcion del oxígeno ha sido completa, pues que el fósforo puesto en la obscuridad no se manifestará luminoso. Retirando el fósforo fuera de la proveta, nos convencerémos facilmente que las 100 partes de aire, se han reducido á 19, y que introduciendo una vela encendida en el residuo, es inmediatamente apagada, lo que manifiesta que este no es aire como antes y solo gas azoe. El fósforo, se ha combinado, con el oxígeno ha formado con él un compuesto que en otra leccion esplicarémos, habiendo absorvido 21 partes de aire.

Lo que la analísis acaba de demostrar, la síntesis lo comfirma. Es claro que si el aire es bien compuesto como lo acabamos de manifestar, mezclando en un vaso el oxígeno y el azoe, en la proporcion de uno á cuatro, obtendrémos un fluido del todo semejante al aire ordinario, esto es, propio á la combustion de las velas y á la respiracion de los animales.

Si examinamos particularmente los dos principios constituyentes del aire, verémos nuevos resultados, no menos interesantes que los primeros.

Hemos dicho que el oxígeno y el azoe poseen unas propiedades del todo opuestas. En dos provetas que la una contenga gas oxígeno, y la otra gas azoe, la vista no distinguirá entre estos dos gases diferencia alguna, pero si se introduce una vela encendida dentro la que está llena de azoe, al instante se apagará, mientras que introducida en la de oxígeno arderá con un brillo resplandeciente, y aun mas, esta vela instantáneamente apagada en el azoe, y acto continuo reintroducida en el oxígeno, se reencenderá produciendo una llama muy viva y mas intensa que la que presenta en el aire ordinario.

Si se introducen dos pájaros vivos, el uno dentro de una proveta llena de gas oxígeno, y el otro dentro de otra llena de gas azoe, veremos que el primero, manifestará su existencia vital con movimientos enérjicos de una vida precipitada, al paso que el último caerá de repente asfixiado.

Respecto de que la vela arde en el aire ordinario, y que el pájaro vive en el mismo, sin manifiestar ninguna sensacion extraordinaria, deducirémos que este fluido debe la propiedad de mantener la combustion y la respiracion al oxígeno que contiene en el aire. En efecto todos los experimentos demuestran, que el oxígeno es un ajente indispensable para la combustion de las velas, de la madera y demas cuerpos combustibles, como igualmente el ajente necesario para la vida de todos los vivientes en la superficie del globo, y por esta razon el célebre Condorset le dió cuando

se descubrió, el nombre de aire vital, y Lavoisier el de aire eminentemente respirable.

Los animales viven mucho mas largo tiempo dentro del gas oxígeno, que en un volumen igual de aire admosférico, pero su respiracion es mas sugeta y mas laboriosa, su circulacion mas precipitada, y perecen antes que todo el oxígeno se haya consumido, al paso que otros de la misma especie conservan su vida un tiempo determinado en el residuo. Su muerte es producida por la grande ecsitacion que causa el oxígeno en los pulmones, destruyendo su elasticidad desorganizandolos, como lo demuestra su estado de violenta inflamacion. Con estos conocimientos se esplica muy bien, el porqué el estado de las personas atacadas de mal de pecho se agrava mucho cuando respiran el oxígeno puro, y aun cuando el aire se halla casualmente mas abundante de este principio. Con grande prevision el autor de la naturaleza ha corregido la grande accion de este oxígeno que nos rodea, mezclandolo con cuatro veces su volumen de gas azoe, el cual obra mecánicamente.

El oxígeno es el elemento mas importante, porque á cada instante interviene en la mayor parte de los fenómenos químicos, y forma parte del mayor número de los compuestos examinados hasta el dia; las substancias vejetales y animales, exceptuando muy pocas, le contienen en proporciones mas ó menos abundantes. Su estudio está unido con el de todos los cuerpos simples y compuestos, y por esto hace mucho tiempo que se le ha llamado el elemento por escelencia: la teoría química lleva la época de su perfeccion desde el descubrimiento de este, y puede decirse que á esta hora no ha habido descubrimiento tan brillante, ni tan fecundo en sus grandes resultados.

Este gas manifiesta muy grande afinidad para con todos los otros elementos: cuando se combina con ellos siempre se observa, que durante la combinacion, hay desprendimiento de calórico acompañado muchas veces de luz; y como estas propiedades son comunes á la madera, el carbon, á las grasas, y á los aceites, que desde la antigüedad, se

han conocido con el nombre de combustibles ú oxigenables; y por la misma razon se ha llamado al oxígeno alimento de la combustion ó cuerpo comburente, y se ha dado el nombre general de combustion, al acto de la fijacion de este elemento sobre los demas.

Para manifestar la accion enérgica del oxígeno sobre los cuerpos combustibles, nos valdrémos del mas hermoso experimento de la química moderna, practicado por la primera vez por el químico inglés Ingenhouz, y esto consiste en introducir dentro de un frasco lleno de este gas un muelle de reloj, ó un espiral de hierro muy delgado, en cuya extremidad se halle fijado un pedazo de yesca poco encendida. De repente la yesca arderá con llama, y la inflamacion se comunicará al resorte ó espiral, el que arrojará una porcion de chispas brillantes, acompañadas de algunos silvidos. La combustion del acero sigue uniforme y con la misma intensidad, mientras subsiste el oxígeno en el vaso, y cuando el gas es completamente absorvido por el metal, la accion poco á poco se debilita y finalmente cesa.

Las chispas luminosas arrojadas por el metal incandeseente, son una combinacion de hierro y oxígeno producida por la fijacion del oxígeno con el metal en la alta temperatura, hasta producir su fusion, y los glovulillos incandeseentes y luminosos cayendo sobre las paredes del vidrio le penetran profundamente, y algunas veces le traspasan, y generalmente el vaso que se emplea, no resiste á la alta temperatura producida por el experimento.

Combinándose el oxígeno con los cuerpos combustibles, cambia de propiedades, y forma unos compuestos que se llaman cuerpos quemados ú oxigenados, estos se dividen en dos grandes clases, por razon de sus propiedades del todo opuestas.

Unos tienen un sabor ágrio mas ó menos marcado y vuelven rojo el color azul del tornasol, substancia colorante particular, de la que hablarémos mas adelante. Otros, insípidos, tienen una acritud y causticidad, no tienen accion sobre el tornasol, y cuando está enrojecido por los pri-

meros le restablecen en su primitivo color azul, y algunas veces enverdecen la tintura azul de violetas. A los primeros compuestos, se les ha dado el nombre genérico de ácidos, y á los segundos el de óxidos. Un mismo cuerpo simple puede formar ácidos y muchos óxidos uniéndose con el oxígeno. En el primer caso se distingue un ácido por el nombre del cuerpo simple unido al oxígeno, añadiéndole la terminacion ico, ú oso, precediéndole la palabra genérica ácido. La terminacion ico manifiesta entonces el ácido que contiene la mayor cantidad de oxígeno, y la que contiene menos, se la espresa con la segunda oso. Por ejemplo el azúfre, el arsénico, forman dos ácidos diferentemente oxigenados: asi se dice ácido sulfúrico, ácido arsénico, ácido arsenioso ácido sulfuroso.

En cuanto á los óxidos, es aun mas sencillo el modo de nombrarlos. Cuando el cuerpo combustible solo produce uno, el nombre de este último se forma añadiendo despues de la palabra genérica óxido, el nombre del cuerpo combustible, así se llama óxido de plata á la única combinacion de la plata con el oxígeno. Cuando hay muchos óxidos resultantes de un mismo cuerpo simple, para distinguir las diferentes proporciones de oxígeno en cada uno de ellos, se hace preceder á los nombres de los óxidos formados, los números ordinarios, empezando por los compuestos menos oxigenados. El plomo por ejemplo, forma tres óxidos; el menos oxigenado se llama protóxido de plomo, ó primer óxido, el segundo deutóxido, ú óxido segundo, y el último el mas oxigenado de todos, se llama tritóxido ú óxido tercero de plomo. Cuando llega al último grado de oxidacion de un cuerpo, ya sea el segundo ya el tercero ó el cuarto, se llama casi siempre con el nombre de peróxido que significa el óxido mas oxigenado, y así se espresa indiferentemente peróxido de plomo ó tritóxido de plomo.

Véase con que facilidad, con expresiones ó terminaciones bien claras, se llegan á distinguir una infinidad de compuestos que sin este modo de espresarse habria sido dificil de distinguir bien los unos de los otros. Esto es solo una parte de

la nomenclatura moderna, de la que darémos las demas reglas á proporcion que necesitemos de ellas.

Volviendo á tratar del aire admosférico y de sus compuestos, dirémos que el nombre de azoe significa no poder mantener la vida, que solo tiene caractéres negativos, y bajo este concepto bien diferente del oxígeno, no puede unirse directamente con los demas elementos, y solo por medios tortuosos se ha logrado que tome parte en una combinacion. De aquí se sigue que las propiedades químicas del aire, ó el modo de obrar con los demas cuerpos son debidas solamente al oxígeno que él contiene. Así pues, en todas las aplicaciones que se hacen de sus propiedades á las artes, es solo el oxígeno el que obra, porque el azoe no interviene jamás, por ser un ajente totalmente pasivo.

Por consiguiente, cuando el aire ataca á ciertas substancias, corroe y gasta los metales, destruye los colores que adornan nuestros tejidos, es el oxígeno el que produce estos efectos. Cuando se quiere blanquear completamente las telas, se exponen algunas veces mas ó menos tiempo sobre los céspedes de los prados, á la accion de los agentes admosféricos, y entonces es el oxígeno que hace desaparecer las substancias estrañas que ennegrecen la blancura de las fibras del tejido.

En la tintura, las propiedades del oxígeno del aire son muy á menudo útiles. A él se debe la coloracion azul que toma una tela que ha sido sumergida dentro de una cuba de añil. Esta substancia colorante que siendo pura es de un azul violeta, pierde dentro de la cuba la mayor parte ó la totalidad de su oxígeno, y se halla entonces descolorada; pero desde luego que se expone al contacto del aire, roba á este fluido el oxígeno que habia perdido, y vuelve á tomar el azul primitivo. Esta es la esplicacion del fenómeno que presentan el algodon, la lana y la seda, que se han sumergido dentro de una cuba de añil, y que despues se han puesto al aire libre; de amarilla que era la tela al salir del baño, ha pasado sucesivamente á verde y despues á azul.

Una madeja de algodon hilado introducida dentro de una disolucion de caparrosa, despues sumergida dentro de un

baño frio de legía de potasa, toma un tinte verde sucio; despues de expuesta al aire, este matiz pasa al color del orin y se fija. Se debe al oxígeno del aire el tránsito del color de orin fijándose sobre el protóxido de hierro, que la potasa tenia precipitado en el algodon impregnado de caparrosa.

Estos experimentos manifiestan la necesidad del estudio del oxígeno, y por consiguiente del aire, y ponen en claro la extensa accion de este agente en la mayor parte de las reacciones que se verifican á nuestra vista. Si como hemos dicho, el azoe no toma parte activa en los efectos que el aire admosférico ejerce sobre los diferentes cuerpos sujetos á su accion, no por esto deja de ofrecer algun estudio. Su accion en la armonía de la naturaleza no deja de ser importante, supuesto que él forma los cuatro quintos del peso de la admósfera terrestre, y que es uno de los principios esenciales del mayor número de substancias animales, y de algunas de los vejetales; pero no podemos sino sospechar como interviene en la produccion de los fenómenos naturales, que por su magnitud y multiplicidad confunden nuestra razon. Su presencia en las substancias alimenticias, parece indispensable á la nutricion de los carnívoros, respecto de que segun los experimentos de Magendie, sabio fisiologista francés, estos animales enflaquecen progresivamente, y mueren despues de un determinado tiempo, cuando son solo alimentados con substancias que carecen de azoe.

Hay que observar, que este gas existe en el interior del estómago y de los intestinos del hombre sano y enfermo, dentro de la vejiga natatoria de los peces, y en cantidad mucho mayor con respecto al oxígeno; que estos peces viven lo mas cerca de la superficie del agua; que es uno de los productos constantes de la exalacion de los animales; y en fin que se desprende puro ó casi puro, de una multitud de manantiales termales, principalmente de las aguas minerales sulfurosas.

Hasta aquí hemos considerado al aire admosférico como únicamente formado de oxígeno y azoe. Sin duda estos ga-

ses son los principios esenciales de este fluído; pero jamás se encuentran solos con él. Se halla siempre en diferentes proporciones agua en estado de vapor, y otro gas llamado ácido carbónico en corta cantidad, pues que no asciende á una milésima de volúmen de él. En ciertos momentos se halla cargado de substancias estrañas á su naturaleza, á saber, de gases ó de vapores procedentes de la descomposicion de las substancias orgánicas muertas, ó de ciertas operaciones químicas practicadas en las grandes fábricas ó en los laboratorios; de partículas sutíles de cuerpos que se hallan en la superficie de la tierra, y que quedan en suspension del aire por razon de su extrema division: finalmente [illegible] desconocidos, pero no se puede dudar de su existencia en razon de los efectos desfluyentes y corrosibos que atacan nuestra organizacion.

Es pues necesario tratar en breve de estas diferentes substancias heterogéneas, y apreciar los inconvenientes de su existencia en el aire que respiramos. Pero ante todo tratarémos del ácido carbónico, que puede considerarse hasta cierto punto como otros de los principios del aire, pues que siempre lo contiene.

Leccion tercera.

CONTINUACION DEL AIRE ADMOSFERICO.



SUMARIO.

Estudio del ácido carbónico. — Modo de existir en la naturaleza. — Sus propiedades deletereas. — Medios de sanear los lugares que lo contienen. — De la respiracion. — De los miasmas. — Principios de ventilacion. — Teoria de la respiracion y orígen del calor animal.

DEL ACIDO CARBÓNICO.

El nombre de este compuesto manifiesta bastante su naturaleza y la clase á que pertenece; está compuesto de oxígeno y de carbono, esto es de carbon puro. Enrojece el color azul de tornasol.

Su descubrimiento dió la influencia mas feliz sobre los adelantos de la química, pues que desde entonces se conocen los trabajos sobre los fluidos elásticos, y la distincion de muchos de ellos, confundidos antes con el aire admosférico. No será de poco interés exponer todo lo que tiene relacion á su historia, que es el origen de la química pneumática ó de los gases.

Fourcroy, uno de los sabios contemporáneos de Lavoisier, suponia que los antiguos habian conocido el ácido carbónico, por que él juzgaba que el vapor pestilencial que ellos habian descifrado bajo el nombre de espíritus lehtalis (aire mortal), no era otra cosa que este gas; pero esta suposicion parece poco fundada. Sea lo que fuere Paracelso y Van Helmon fueron los primeros que notaron que en ciertas cir-

cunstancias se desprendia un gas de la piedra caliza. Paracelso le dió los nombres de espíritu de madera, y espíritu salvaje y Van-Helmon los de gas silvestre, y mas sencillamente gas. Este último alquimista habia tambien observado que durante la fermentacion vinosa se desprendia un aire particular, que él reconoció ser el mismo que el que sale de la tierra en la gruta del perro cerca de Ñapoles, y como el vapor mortal desprendido por los carbones encendidos. Hales determinó la cantidad de aire procedente de las piedras calizas, y demostró que dicho aire era uno de sus principios constitutivos. Boerhaave le obtuvo por la efervescenci- [illegible] con el aire admosférico. Frederic Hoffmann le reconoció dentro de las aguas minerales acidulas, y le llamó vapor ácido, principio etereo. Venel en 1755, le fijó el primero, en el agua pura, é imitó una agua mineral gaseosa disolviendo en ella el producto elástico de una efervescencia, y quiso probar que era el aire.

El doctor Black químico escocés en 1757 examinó con sagacidad, las substancias que se llamaban entonces cal, magnesia, y alcalis, y descubrió que eran tierras particulares combinadas con un cierto aire que les hacia perder su causticidad. Llamó á este aire que le consideraba, como fijo en estos cuerpos, con el nombre de aire fijo, y afirmó que era del todo igual al gas procedente de la combustion del carbon y de la fermentacion. En el invierno de 1763 practicó un experimento, que debia hacerle conocer que este gas es uno de los productos de la respiracion de los animales, pues que neutraliza la sosa cáustica, es decir, le hace perder su sabor picante, exponiendole sobre un lienzo en la abertura superior de una iglesia en la que 1500 personas habian permanecido por espacio de 10 horas.

Los químicos ingleses Cavendish y Priestley practicaron despues muchos experimentos con este gas, y caracterizaron muchas de sus propiedades. Keir que fue el primero que lo reconoció como un ácido, le llamó ácido cretoso ó ácido de la creta. Priestley sospechó que formaba parte de la admosfera y el sueco Berghmann despues de haberse asegurado le

dió el nombre de ácido aéreo. Bewdly despues le llamó aire mefitico, gas ó ácido mefitico, por la razon de que no puede servir para la respiracion.

Hasta entonces la composicion de este ácido quedó desconocida: Priestley y Berghmann lo consideraron como un elemento: creyeron que era el principio acidificante. Cavendish habia previsto que era formado de la parte pura del carbon y del aire vital (oxígeno); pero en 1776 Lavoisier puso esta verdad fuera de duda, y determinó las proporciones de sus principios constituyentes. Reconoció que se ne- [illegible] de oxígeno en peso, para saturar 28 partes iguales de carbon, y que el [illegible] do tenia un peso justamente igual á la suma del peso del carbon y del oxígeno, que se habian empleado para formarlo. Los repetidos experimentos de un gran número de químicos han confirmado este brillante descubrimiento. Lavoisier fué quien dió al gas de que tratamos, el nombre de ácido carbónico, el mismo que en el dia conserva.

Con estos antecedentes se puede demostrar, que el carbon ardiendo dentro de una admósfera de gas oxígeno, produce ácido carbónico. Si se introduce dentro de un vaso lleno de este gas un pequeño cono de carbon encendido por la punta, tendrá lugar instantaneamente una combustion de las mas vivas; el cono de carbon volverá luminoso y se consumirá en pocos instantes. El calor desprendido es tan considerable, que segun Despretz una parte de carbon puede elevar á la temperatura de evullicion 79 partes de agua á 0°, ó derretir 104 partes de hielo. Despues de la combustion el gas del vaso ha cambiado totalmente de carácter; apaga los cuerpos encendidos, enrojece la tintura de tornasol, vuelve blanca el agua de cal, y en una palabra, es el verdadero gas ácido carbónico.

Lo mas particular es que, el volumen del gas ácido carbónico producido, es exactamente el mismo que el del gas oxígeno absorvido por el carbon, de modo que un litro de ácido carbónico, contiene un litro de oxígeno. Es sorprendente ver un cuerpo sólido y negro como el carbon,

desaparecer enteramente y disolverse en un fluido invisible; no obstante hay en la química mil ejemplos de semejante fenómeno.

El gas ácido carbónico goza de unas propiedades muy interesantes. Acabamos de decir que apagaba los cuerpos en ignicion, carácter comun con el azoe, y como este, es impropio para la respiracion de los animales con una accion mucho mas pronta. Cuando se encierra un pájaro, ó un raton, dentro de un vaso de vidrio, y que se le haga pasar el gas ácido carbónico contenido dentro de otro vaso, en pocos instantes el animal perece asfixiado. El abate Nolet que respiró cierta cantidad, lo encontró algo sofocante y de una ligera acritud que promovia la tos y el estornudo. Pilatre de Rosier entró dentro una cuba cervezera, llena de gas carbónico desprendido por la fermentacion: sintió un suave calor en todo su cuerpo, y le promovió una transpiracion acompañada de una picazon que le obligaba á menudo á cerrar los ojos. Una sofocacion violenta le impedia la accion de respirar, buscó la escalera para salir, pero no pudiendo hallarla prontamente se le hizo mas urgente la necesidad de respirar, y le provino un atolondramiento de cabeza y un zumbido de oidos. Cuando se halló en el aire admosférico, respiró mas libremente, pero sin poder distinguir ningun objeto durante algun tiempo; su cara tenia un color azul de purpura, sus miembros débiles y apenas podia comprender lo que se le decia y hablaba con dificultad. Todos estos síntomas desaparecieron poco á poco. Repitió muchas veces el experimento y siempre observó, que mientras estuviese sin respirar le era fácil el hablar y cambiar de local, pero que cuando se veia obligado á respirar sentia mucho la sofocacion.

Este peligroso experimento manifiesta, los riesgos que corren los viñeros cuando bajan dentro de las cubas para estrujar el orujo de las uvas con sus pies, á fin de avivar la fermentacion, de suerte que á algunos los han sacado asfixiados.

Este ácido carbónico es el que determina junto con la

rarefraccion del aire, la asfixia producida por la combustion del carbon ó de las ascuas en las habitaciones cerradas. Conviene pues aumentar la circulacion del aire en las cocinas, en las habitaciones donde se enciende carbon, para no ser incomodados. Cuando se verifica la asfixia dentro de una habitacion poco cerrada, donde el aire es menos viciado produce esta delirio y convulsiones. Esquirol ha experimentado desde mucho tiempo esta accion de vapores de carbon sobre el cerebro, en ciertos trabajadores que les predisponia á volverse locos. Según ha visto que 1/13 de este gas mezclado con el aire producia poco efecto: que 1/10 causaba comezon en los pulmones y una restriccion en el pecho; que 1/5 ó 1/4 determina la asfixia. El mismo ha sufrido este accidente y observó que su pulso se habia elevado de 73 á 137 pulsaciones, y que bajó á 98 cuando se le expuso al aire libre.

De lo que acabamos de decir se deduce, que nunca serán demasiadas las precauciones que se tomen para evitar de respirar los vapores de carbon en combustion, que conviene separarse cuando una persona está asfixiada del lugar donde se ha verificado para hacerle respirar el aire puro. Sabemos bastante con lo que se ha dicho, para comprender como el aire de una habitacion en donde el carbon arde, puede viciarse hasta el estremo de causar la muerte. El carbon no puede arder sin el oxígeno, por consiguiente absorve poco á poco el que forma parte del aire de la habitacion y lo reemplaza por el ácido carbónico que forma, llega cierto momento cuando el aire renovado que la admósfera de la habitacion solo se compone de azoe y ácido carbónico en los cuales los animales ó los hombres mueren. Los dolores de cabeza, las enfermedades repentinas, durante las veladas del invierno, proviene de la alteracion del aire de las habitaciones demasiado hermaticomente cerradas y demasiado calientes.

El gas ácido carbónico pesa una mitad mas que el aire admosférico, por cuya razon puede vaciarse de una proveta á otra como el agua. Cuando se coloca una vela encendida

en el fondo de un vaso profundo, y que se incline sobre el borde superior de esta una proveta llena de este ácido, el gas bajará hasta el fondo del vaso y apagará la luz, y permanecerá largo tiempo en la parte inferior del vaso. Esto es lo que sucede en los parages en donde el gas ácido carbónico se desprende, forma una capa mas ó menos densa en las partes bajas dejando las superiores libres. No obstante, no es menester creer que permanece quieto siempre en las capas inferiores del aire; poco á poco se mezcla intimamente con él. Esta propiedad comun á todos los cuerpos gaseosos, de no poder quedar largo tiempo los unos sobre los otros sin mezclarse completamente, aun en las circunstancias menos propias para favorecer esta mezcla, como por ejemplo, aunque solo se comuniquen por un pequeño agujero, depende de que la coesion en estos cuerpos es casi nula.

El gas carbónico tiene un sabor acídulo que lo comunica al agua cuando se disuelve con ella. Esta por los medios ordinarios solo absorve un volúmen de este gas igual al suyo, pero puede absorver hasta 6 y 7 veces su volúmen por medio de una fuerte compresion. Por medio de una bomba aspirante y comprimente se hace llegar el gas dentro de un vaso ó tonel metálico muy fuerte y lleno de agua. Por esté medio se imitan las aguas gaseosas acídulas naturales de Seltz, de Vichy, de Spa; el agua saturada por este medio de ácido carbónico tiene un olor picante, un sabor acídulo fuerte y agradable; se vuelve espumosa por la agitacion ó al contacto del aire, debido al esceso de gas artificialmente introducido dentro de este líquido, que se desprende de repente cuando cesa la presion que los sujetaba dentro del agua; por esto saltan con estampido los tapones que cierran las botellas de agua gaseosa, cuando se rompe el bramante que los sujeta. Por la misma razon saltan y espuman el vino de Champaña, la cidra y la cerveza, y todos los demas líquidos que están saturados de ácido carbónico por el método dicho.

Volviendo á hablar del agua gaseosa diré, que enrojece

fuertemente la tintura de tornasol, y forma un precipitado blanco con el agua de cal, el que lo redisuelve y desaparece con un esceso de la misma, expuesta al aire, ó en el vacío, ó haciendola hervir, ó por la conjelacion pierde todo el gas que contenia, quedando con solo las propiedades ordinarias del agua.

El ácido carbónico es uno de los ácidos mas débiles, es decir, que puede facilmente separarse de los cuerpos con los cuales está unido ó combinado por medio de los otros ácidos, como vamos á demostrar. Las piedras calizas, la creta, los mármoles, el alabastro, los tufos, las conchas, etc., son unos compuestos de cal y ácido carbónico. Cuando se echa sobre una de estas substancias algunas gotas de vinagre, de zumo de limon ó cualquier otro líquido ácido, se formará de repente lo que en química se llama efervescencia, es decir, un desprendimiento instantáneo de ácido carbónico acompañado de una espuma que sobresale fuera del vaso, donde se verifica la reaccion. Este efecto es debido á que el gas arrastra con él una parte del líquido que se ha vertido sobre la piedra, y como el ácido carbónico tiene poca afinidad con la cal, el ácido contenido en el vinagre, ó en el zumo de limon produce su separacion uniéndose con la tierra, formando con ella un nuevo compuesto. Siempre que una piedra ó un mineral hace efervescencia con los ácidos, y que el gas de la efervescencia es invisible y casi sin olor, puede asegurarse que la substancia ensayada contiene ácido carbónico en combinacion, y finalmente expresado en términos técnicos es un carbonato.

El ácido carbónico es uno de los cuerpos mas abundantes en la naturaleza. No solamente se halla en estado de gas mezclado con el aire admosférico, si que tambien se halla puro, ó casi puro en las diferentes cuevas ó grutas que presentan los paises volcánicos, y algunos terrenos calizos. Se halla tambien en el fondo de los pozos, en el interior de las minas y canteras. Como mas pesado que el aire, siempre ocupa la parte inferior de estas cabernas, á menos que la cantidad que se desprende continuamente del suelo, no sea

bastante considerable para llenarlas del todo, como sucede en algunas. En el primer caso, la capa de gas solo se eleva á la altura de uno ó dos pies, la que es suficiente para asfixiar los animales de pequeña talla, que buscan un refugio en estos lugares desiertos, cuya corta altura de gas permite penetrar impunemente al hombre. No sucede así en las cavernas abandonadas despues de muchos años, ó en los pozos de las minas; porque su admósfera es mortal para los hombres que tengan la imprudencia de bajar á ellos. En las minas mal ventiladas y en las ornagueras, el gas carbónico manifiesta á menudo su emanacion apagando las luces de los mineros, y volviendo su respiracion escesivamente penosa, estos llaman á este aire mofeta asfixiante. Se ha observado que su cantidad aumenta sensiblemente cuando la admósfera es calorosa y borrascosa, y cuando el viento sigue cierta direccion.

Las grutas que contienen habitualmente el gas carbónico, son muy comunes en el territorio de Napoles, y en algunas partes de Italia. Se cita entre otras la célebre gruta del Perro cerca de Pouzzoles, sobre los bordes del lago de Agnano. Este nombre le fue dado despues de muchos siglos, cuando sus habitantes para manifestar la influencia mortal del gas que forma una capa de muchos pies de espesor, hicieron bajar un perro, que perdió el uso de los sentidos, y hubiera muerto infaliblemente sino le hubiesen sacado repentinamente al aire libre, y sino le hubieran echado al agua del lago vecino, que dió la vida al animal, no por una virtud particular, sino por su frescura. Este fenómeno natural era conocido por los romanos, pues la historia cuenta, que dos esclavos que Tiberio hizo bajar á la gruta del Perro, murieron de repente. Dos criminales que Pedro de Toledo Vi-rey de Napoles hizo encerrar en esta gruta sufrieron la misma suerte.

Se hallan tambien muchas cuevas semejantes en diferentes paises y particularmente en Francia. Todas las cuevas que se hallan en terrenos calcáreos están llenas de este gas, como por ejemplo las de los alrededores de Paris, y sobre todo las

de Monte rojo. Las grutas de los cuarteles vecinos de esta capital, se llenan en ciertas ocasiones de ácido carbónico, de modo que, su admósfera es mortal en muy poco tiempo cuando menos se piensa. Igualmente se verifica un desprendimiento de este gas mortífero en todas las margueras ó escavaciones que los agricultores cruzan por medio de los campos para sacar la marna tan útil á la agricultura; aquí recordarémos los muchos trabajadores que han sido asfixiados por haber bajado sin precaucion en las margueras mal aereadas ó abandonadas por mucho tiempo.

En ciertos puntos el ácido carbónico se desprende de la tierra en cantidad muy escesiva, como sucede cerca de la pequeña villa de Aigueperse en Aubergne en un lugar llamado la fuente envenenada. Consiste en un agujero redondo, situado en medio de un pequeño hondo, de donde se desprende continuamente una abundante cantidad de gas; ordinariamente esta cueva contiene agua cenagosa, al través de la cual sobresalen, con un ruido que se nota á la distancia de cinco á seis metros, abundantes burbujas de gas. Alrededor de esta dañosa emanacion nace una de las mas ricas vejetaciones, la que atrae todos los pájaros, pequeños cuadrúpedos, y muchos insectos, en razon de su frondosidad, causando su muerte y quedando su suelo sembrado de cadáveres, en una distancia bastante larga. Los pastores ponen gran cuidado en impedir á sus rebaños se acerquen á él. Este fenómeno natural, del que casi no se ha hablado, ha tenido como cosa de mágica y mas pintoresco que la gruta del Perro por su grande novedad.

Fácil es de esplicar la existencia del ácido carbónico en la tierra, respecto de que es uno de los principales productos de la descomposicion de las substancias vegetales y animales, que se hallan siempre mezclados con ella en mas ó menos abundancia.

Los peligros á que se está espuesto penetrando imprudentemente en las minas, cuevas, canteras, ó en profundos pozos, donde hay que sospechar de su ambiente, hace preciso manifestar las precauciones que se han de tomar antes

de bajar á estas cabidades subterráneas. Es menester llevar delante velas encendidas y observarlas con atencion. Si estas arden tranquilamente como en el aire ordinario, no habrá peligro de respirar el ayre que las rodea. Pero si su llama se amortigua, si se disminuye, y con mucha mas razon si se apaga, de ningun modo se debe penetrar ni pasar adelante sin haber renovado el aire. Se logrará facilmente dicha renovacion, encendiendo á la entrada un horno cuyo cenicero comunique por medio de un tubo que vaya á buscar el aire necesario para la combustion dentro de la misma cueva. Pero si es preciso penetrar en ella con prontitud, como por ejemplo para salvar personas asfixiadas, lo mejor es arrojar álcali volátil ó amoníaco disuelto en agua, ú orines corrompidos, ó potasa, ó sosa cáustica ó cal viva, despues de apagada é hidratada con agua. Estas substancias despues de bien disueltas con agua, se echan en la cueva por medio de una regadera, ó de una bomba ó de una grande jeringa. Despues de un corto tiempo se examina por medio de una vela encendida si ha sido absorvido ó destruido el ácido carbónico, y si esta vela no se apaga puede entonces penetrarse sin riesgo dentro del subterráneo. Siempre es muy prudente no penetrar ningun individuo sin que vaya atado á una cuerda fuerte, para poderlo subir prontamente cuando el aire no se haya enteramente purificado. Con estas precauciones podrá salvarse un hombre en sus últimos instantes de vida, y el que lo socorrerá no será jamas víctima de una accion generosa.

Varios son los medios de evitar las infiltraciones del ácido carbónico dentro las cuevas expuestas á llenarse de él. Es necesario tapar las hendiduras de sus muros con exactitud, cubrir toda su superficie de una capa de argamasa hidráulica y llenar algunos palmos debajo del suelo con una capa de arcilla pegajosa bien apisonada, y cubrirla con otra capa de tierra igualmente bien apisonada. Conviene tambien abrir respiraderos en la parte superior de la cueva, unos al norte, y otros al mediodia, á fin de establecer en toda su extension una corriente de aire continuo, y cuando esto no

sea practicable, puede colocarse un tubo, que desde la parte inferior de la cueva sobresalga al otro lado de una chimenea, recorriendo una parte de su altura. De este modo el aire viciado elevandose continuamente en el tubo, es reemplazado por el aire puro esterior, que se introducirá por la puerta de su entrada; pero esta circulacion que se verifica muy bien en el invierno, no tiene lugar en verano, en razon de la alta temperatura del aire esterior, por cuya razon debe procurarse por todos medios el primer proceder indicado para lograr un perfecto restablecimiento de aire sano en los subterráneos.

Volviendo á los diferentes estados, bajo que se presenta el ácido carbónico en la naturaleza, diré que todas las aguas que corren por la superficie del globo contienen en disolucion una mayor ó menor cantidad de este gas; cuando se hallan bien saturadas, tienen un sabor acídulo y la propiedad de producir abundante espuma, y son conocidas por aguas minerales acídulas ó gaseosas. Esta clase de manantiales se hallan con abundancia cuasi en todos los terrenos. Son los mas conocidos en Francia los de Seltz, de Pyrmolt, de Spa, de Pougües, de Chateldon, etc.; hay que observar que lo contienen tambien muchas de las aguas calientes ó termales como las de Vichy de Mont dore, etc.: en este caso no puede manifestarse su existencia, sino suponiendo que ha sido disuelto por una grande presion, y lo que da margen á esta suposicion, es que estas aguas desprenden su gas, luego que reciben el contacto del aire libre, hay algunas de estas fuentes que arrojan una cantidad tan abundante, que la admósfera vecina es mortal para todos los animales.

El ácido carbónico por su union con diferentes óxidos, se halla casi en todas las diferentes partes de la masa sólida de la tierra por su estado libre en toda su superficie. El compuesto que forma unido con la cal, es unô de las sales mas abundantes y universalmente esparcidas. Hemos dicho ya que constituye todas las infinitas variedades de piedras calizas, como tambien todos los mármoles, las cretas, marnas, etc. Finalmente este ácido se forma á cada intante á

nuestra vista, y se esparce continuamente en la admósfera. Es uno de los productos constantes de la combustion, de la descomposicion de las substancias que se emplean para la formacion del calor y de la luz, de la descomposicion espontánea de las substancias orgánicas, y de la digestion, y respiracion de los animales. Nada hay mas facil de manifestar que la presencia de este gas en el aire espirado de los pulmones, soplando con un tubo de vidrio sumergido dentro del agua de cal. Dentro de algunos minutos, el líquido se enturbia en gran manera y deposita un polvo blanco que facilmente se reconoce ser un carbonato, por medio de un ácido que echado encima produce una viva efervescencia.

Estas continuas emanaciones proporcionan á la admósfera una enorme cantidad de ácido carbónico, no obstante la esperiencia nos demuestra que la proporcion de este gas, contenido en ella, es sumamente corta. Esta notable circunstancia que sorprende á los de corto talento é instruccion, depende de que las partes coloradas en verde de los vejetales, tienen la propiedad bajo la influencia directa de los rayos solares, de absorver el ácido carbónico, de descomponerle, de quedarse con el carbono que contiene y dejar en el aire la mayor parte de su oxígeno. Los numerables experimentos de Priestley, de Ingenhouz de Sennibier de Theodore de Saussure, no dejan la menor duda á cerca de estos hechos.

De aquí se sigue, que los vejetales purifican el aire, descomponiendo el ácido carbónico, formado á expensas de su propia substancia, y del que les llega disuelto en el aire y en el agua, exhalando despues en la admósfera una cantidad de oxígeno que balanzea á aquella que es absorvida por los seres vivientes ó muertos, y por los cuerpos en combustion, en tanto es asi, que Priestley é Ingenhouz han probado que un aire en el que las luces se apagaban por el ácido carbónico que contenia, permitia la combustion de estas velas despues de algunos dias de haber estado en contacto con algunas plantas, al lleno de vegetacion y bajo la influencia de los rayos solares.

No es de admirar, atendida esta influencia de la materia verde de las plantas, que la proporcion admosférica del ácido carbónico sea tan débil en el aire que nos rodea. Nada de mas facil que manifestar su existencia. Basta exponer al contacto del aire libre una vasija ancha de vidrio con agua de cal por espacio de algunos dias, y rompiendo amenudo la película blanca y terrosa que se forma á la superficie del líquido, se recoje la cantidad de tierra blanca que se halla en el fondo, la que tratada por los ácidos, forma una viva efervescencia, y calcinada dentro de un pequeño aparato propio para recoger los gases, se obtendrá un fluido elástico que goza de todas las propiedades del ácido carbónico. Este ácido recogido, no puede provenir sino del aire, respecto de que el agua de cal empleada para condensarlo no lo contenia. Este esperimento tan terminante que debemos á Black, repetido en todas las alturas de la admósfera á la cuspide de Mont-blanc, por Saussure Padre, con aire tomado por el arconauta Garnerin á la altura de 4,390 metros, demuestra que el ácido carbónico existe no solo en las capas inferiores del aire, si que tambien en las regiones las mas elevadas.

DE LA RESPIRACION.

Ya que conocemos bien la composicion del aire admosférico, podemos emprender sin dificultad una de las mas intrincadas cuestiones de la fisiología, á saber, la respiracion, cuya explicacion pertenece mas bien al químico que al médico.

Todos conocen la necesidad absoluta de este acto, y sin haber hecho ningun estudio en medicina, cada uno sabe que los pulmones constituyen el órgano, por medio del cual esta importante funcion se ejecuta en el interior del hombre y demas animales de sangre caliente. La respiracion consiste en aspirar una cierta cantidad de aire, que entra en los pulmones, y arrojarla en seguida. Estas dos operaciones se efectuan por medio de movimientos alternativos, cuya accion

es continua, luego que estos cesan por corto que sea el intervalo, el animal perece.

No puede haber respiracion en ningun lugar que carezca de aire, se pararia luego si la cantidad de este aire fuese muy limitada, ó si este fluido estuviera muy enrarecido. Esto se prueba colocando un animal robusto debajo del recipiente de la máquina neumática: (instrumento que se emplea para formar el vacío en un espacio, como se esplica en el curso de física) luego que se ha estraido una parte de aire encerrado debajo del recipiente, el animal pierde su vigor, cae exausto, hace frecuentes inspiraciones y no tarda en morir.

El aire es el único gas que sirve para la respiracion. El oxígeno puro seria demasiado activo, los otros fluidos obrarian como venenos, ó como asfixiantes, el ácido carbónico se halla en el primer caso, y el azoe en el segundo. Pero en el aire solo el oxígeno esencialmente mantiene la vida, porque los animales son de repente ahogados cuando respiran mucho tiempo el mismo aire, por la razon de que la proporcion de oxígeno disminuye continuamente sin ser renovada.

Por consiguiente es de absoluta necesidad, que la atmósfera sea pura, que los principios del aire no sufran ningun cambio en sus proporciones, para que las funciones vitales se cumplan con regularidad Pero generalmente no sucede así, pues en todas partes donde se hallan reunidas substancias organizadas, privadas de vida, ó se hallan reunidos en gran número hombres y animales, ó en donde se verifican grandes combustiones, las proporciones de los principios constitutivos del aire no son jamás los mismos. El oxígeno sufre una disminucion variable, y su pérdida es reemplazada por nuevos gases, principalmente por el ácido carbónico, ó por substancias pútridas, cuya naturaleza no es bien conocida y que vagamente se han llamado miasmas. Así en los lugares de mucha reunion como en las iglesias, los teatros, los anfiteatros, donde la renovacion del aire se verifica imperfectamente, este fluido no tarda á quedar viciado, y menos

propio á la respiracion. Es verdad que en este caso no es solo por la falta de oxígeno, sino á causa de las emanaciones animales ó miasmas que se hallan esparcidas en vapores, y tambien por su rarefraccion debida á la elevacion de su temperatura, pues que la análisis del aire tomado en las antiguas salas del teatro, durante representaciones gratuitas, ha demostrado á varios químicos, que la proporcion de oxígeno de este aire no habia disminuido de una vijesima parte. La presencia de los miasmas animales en los parages públicos, en donde la respiracion está sujeta, y donde á menudo ocurren accidentes mas ó menos graves, puede manifestarse facilmente colgando en medio un globo lleno de hielo. El vapor esparcido en el aire se condensa de repente al exterior del globo, el líquido que se recoge, sea por medio de una pequeña esponja bien limpia, sea por una pequeña cuba colocada debajo del globo, y encerrado en un vaso expuesto á una temperatura de 25 grados, experimenta de repente una fermentacion pútrida que le hace despedir un olor corrompido.

Esta impureza del aire se manifiesta en los talleres donde se trabajan ciertos metales como el mercurio, el plomo, etc., cerca de los sumideros, en charcos de aguas, en los fosos, donde se amontonan inmundicias y escombros, porque en estos diferentes locales el aire se carga de gases particulares ó de vapores pestilenciales, que producen efectos desastrosos en los hombres obligados á permanecer en ellos durante un cierto tiempo. El aire de las populosas ciudades, por razon de una reunion de causas ocultas de insolubridad, es siempre menos puro y menos favorable á la salud, que el aire rápidamente renovado del campo.

Se desprecian demasiado los medios de disminuir los malos efectos de un aire viciado, con principios deleterios y de restablecerle su primitiva pureza. En la construccion de nuestras habitaciones, y de talleres donde tantos individuos permanecen encerrados, la mayor parte del dia no se atiende jamás á las condiciones indispensables para mantener el aire sano, por consiguiente será muy útil el dar á cono-

cer los principios que deben observarse en semejantes casos.

Lavoisier y Següin, fijan la cantidad de oxígeno que cada hombre consume durante 24 horas á 755 decimetros cúbicos ó litros; este resultado á corta diferencia coincide con el que Lavoisier obtuvo en sus últimos experimentos, en que se ocupaba, cuando los separó para traerlos al anfiteatro, y con los experimentos mas modernos de Davy. Supuesto que el oxígeno forma la 21 centésimos de la atmósfera, se deduce que un hombre consume en un dia, ó inutiliza mas de $3\frac{1}{2}$ metros cúbicos de aire atmosférico, que no pueden mantener la combustion y la respiracion. Pero á esta causa de alteracion de aire, siempre la misma, es menester añadir la que proviene de las luces que las habitaciones pueden contener. La experiencia ha manifestado que una vela de dos onzas consume 68 gramas de oxígeno por hora, lo que corresponde á 340 decimetros cúbicos de aire, cuya tercera parte puede solamente quitarse para la combustion, aun suponiéndola á su último límite; ademas se sabe que una vela de cera necesita 86 gramas de oxigeno, ó 435 decimetros cúbicos de aire, y una lámpara de cárcel 336 gramas 1,680 decimetros cúbicos de aire.

Contando aun con la cantidad de aire necesaria á la combustion, de las substancias que sirven para calentar un aposento, puede deducirse cuan grande debe ser la renovacion del aire en un aposento que reuna mucha gente, muchas luces y una chimenea encendida. Si se atiende á lo que consume un solo hombre y una luz, y ademas una chimenea encendida.

La experiencia ha hecho conocer que para respirar libremente, no se ha de consumir mas que la cuarta parte del aire encerrado dentro un espacio limitado. Segun esto, para que un hombre no experimente alguna incomodidad en un aposento bien cerrado donde permanezca 24 horas seguidas, es menester que pueda contener á lo menos 14 metros cúbicos de aire: cuando se quiera que el aire de una habitacion se renueve continuamente, es preciso arreglar su entrada

y salida en la proporcion de 9 litros 7/10 por minuto, ó de 583 litros por hora, ó bien 13,992 litros por 24 horas por cada persona que deba permanecer en él.

Es indispensable establecer en todos los lugares habitados, y sobre todo en los de numerosa reunion, un perfecto sistema de ventilacion, esto es, una renovacion continua, pero graduada de aire por medio de aparatos á propósito, estableciendo una circulacion que el aire viciado sea continuamente reemplazado por un aire puro y sano. Nada mas sencillo que esto; basta calentar el aire viciado obligándole á pasar dentro un tubo calentado, ó directamente por una lámpara, ó por la inmediacion de alguna chimenea que sirva para otros usos. El aire adquiriendo entonces mas ligereza, á medida que su temperatura se eleva, se sale por el tubo que termina al exterior de la habitacion, y determina una introduccion de aire frio del exterior por todas las demas aberturas que existen en la habitacion como las puertas las junturas de las ventanas, etc. A esta disposicion se le llama sistema de atraccion. Las aberturas de aspiracion deben ser iguales en superficie á la seccion del conductor de atraccion si la velocidad del aire es igual en todas partes. Las chimeneas, las estufas, son hornos de atraccion de aire muy poderosos, y determinan en las habitaciones una renovacion continua de aire, cuando su construccion es perfecta.

Mr. D' Arcet, cuyo nombre se halla citado en todas las aplicaciones de la ciencia para el bien general, es el químico que se ha ocupado con los mejores resultados de esta grande cuestion de salubridad pública. Los arquitectos, y todas las demas personas encargadas de edificar, deben tener un conocimiento completo de los ingeniosos procedimientos empleados por este sabio á la salubridad de los teatros, de los talleres, de doradores al bronce, y de la casa moneda de Paris, de las salas de hospitales de san Luis, en las letrinas públicas y gusanerias de seda, etc. Conocidas las condiciones precisas para la conservacion de la respiracion, examinemos como el aire interviene en tan importante acto, y establezcamos de antemano el objeto principal, que la na-

turaleza se ha propuesto atribuir como causa primera de la vida á esta intervencion.

Cuando la sangre (que el sabio médico Bordeu ha ingeniosamente llamado carne fluida, por su importancia en la economía) ha recorrido las artérias y dado vida á todas las partes del cuerpo, vuelve al corazon pasando por las venas. Entonces ha cambiado de propiedades, y de naturaleza; de roja ha pasado á morena, y ha dejado de ser útil la asimilacion; y solo modificándose en los pulmones por la influencia del aire, vuelve al estado de sangre arterial para ser útil de nuevo á la nutricion de los órganos.

Es evidente que se puede llegar á apreciar, como este fluido obra sobre la sangre venosa, si se atiende á las alteraciones que el aire sufre por la respiracion de un animal. Esto es lo que han buscado Prietley, Secheele, Lavoisier y Laplace. Antes de estos, nada se sabia sobre el particular. Ellos han reconocido y sus succesores han confirmado, que el aire espirado contiene mas vapor aguoso, un poco menos de oxígeno y mas ácido carbónico que el aire inspirado; que el azoe varía apenas en sus proporciones, y finalmente que el volúmen del aire espirado es casi igual al del aire inspirado. Lavoisier y Laplace dedujeron de estos hechos la conclusion, que cuando la sangre venosa se halla en relacion con el aire en los mil pequeños vasos de los pulmones, el oxígeno le roba una cantidad de su carbono y de su hidrógeno, transformandose en ácido carbónico y agua, arrojados inmediatamente por la contraccion de los pulmones, y entonces la sangre venosa, privada de una parte de carbono, y de hidrógeno, recobra todas las propiedades de sangre arterial.

Esta teoría tan sencilla de la respiracion, que produce una verdadera combustion, ha sido en parte rebatida por los experimentos de M. Edwards. Este sabio fisiologista ha provado que el ácido carbónico exhalado por los pulmones, dimana en todo ó en parte, del que contiene la masa de la sangre, de suerte que la respiracion es una exhalacion, sea cual fuere su mecanismo. De sus numerosas observaciones

ha deducido: 1º, que el oxígeno del aire es absorvido en la respiracion, y una parte ó el todo, es transmitido al torrente de la circulacion: 2º que es reemplazado por una cantidad casi igual de ácido carbónico, sacado del todo ó en parte de la sangre venosa: 3º que el azoe del aire es absorvido y transmitido en todo ó en parte en la masa de la sangre, y reemplazado por una cantidad más ó menos equivalente de azoe exhalado de la misma.

Segun esto ¿cuales son las modificaciones que la sangre venosa experimenta volviendose sangre arterial? ¿La accion del oxígeno se limita á cambiar solamente la naturaleza de la substancia colorante, que cambia en encarnado rojo con el decurso de la respiracion? Esto es lo que la ciencia ignora aun y sea lo que fuere, sabemos por deduccion como obra el aire sobre la sangre durante la respiracion, y que su accion es la misma en todos los seres vivientes.

Uno de los efectos notables de la respiracion con los animales de las clases superiores, que se distinguen ordinariamente bajo el nombre de animales de sangre caliente, es la conservacion de este calor, que les es propio, y que generalmente es superior al del ambiente en que viven. Jochn Davy químico inglés, ha hecho muchos experimentos acerca la temperatura del cuerpo de diferentes animales, afirmando que la de los pájaros es la mas elevada, pues que asciende hasta 43 grados; los mamíferos ocupan el segundo lugar, siguen despues los amfibios y los peces, y finalmente los moluscos, los crustaceos, y los insectos la tienen mas inferior. En estas últimas clases, los animales tienen sensiblemente la temperatura igual al ambiente en que ellos viven, en los peces y los amfibios es superior de algunos grados. La del hombre es cerca de 37° centígrados en todos los climas á corta diferencia, pues que solo aumenta de un grado en los paises calientes, sucediendo lo mismo en los individuos de una misma especie, pero de diferente casta.

Los químicos modernos habian creido bajo el parecer de Lavoisier y Laplace, que todo el calor animal se debia á la absorcion del oxígeno del aire, durante la respiracion. Però

los señores Dulong y Desprestz han manifestado en sus últimos escritos, con métodos mas perfectos que los empleados por sus antecesores, que solo hay cerca los 9/10 de calor propio al cuerpo, que sean producidos por el acto de la respiracion. La otra decima proviene de otra funcion, que reside probablemente en la nutricion, las relaciones químicas que se pasan en el estómago durante la digestion, la circulacion, y los otros movimientos de los órganos, y puede ser tambien en la accion, mas ó menos enérgica del sistema nervioso.

Leccion cuarta.

DEL AGUA.

SUMARIO.

Como se halla en la naturaleza, hielo, agua liquida, vapor acuoso. — De las diferentes especies de agua líquida sobre la superficie del globo; aguas económicas y minerales. — Modo de purificar el agua. — De la destilacion y sus aparatos. — Caractéres del agua destilada.

El agua ha llamado la atencion de los filósofos de todos los paises y de todas las épocas, por razon de su importancia en las producciones de los fenómenos naturales, de sus propiedades notables, de su abundancia en la superficie del globo, y de sus numerosas aplicaciones á todas las necesidades. No es menos necesaria que el aire á la existencia de los seres vivientes, sirve de bebida al hombre y á los animales, es uno de los ajentes y el mas importante de la vegetacion, la mayor parte de los minerales se han formado en su interior, finalmente la razon nos hace com-

prender, que si por una desgraciada casualidad desapareciera de repente, la vida se apagaria luego en la superficie del globo, y todo se envolveria en el caos inesplicable que ha marcado la infáncia de los mundos.

El estudio de este cuerpo presenta un grande interés. Harémos su historia con mucha exactitud, despues examinarémos como se halla en la naturaleza.

El agua se presenta á nuestra vista bajo tres estados, unas veces en el de solidez, otras líquida, y generalmente como fluido elástico ó de vapor.

A. El agua sólida comprende: 1.° El hielo que se halla siempre permanente sobre las llanuras de las altas montañas, como en los Andes, Alpes, Pirineos, y en general en las cumbres, cuya elevacion es igual y sobre puja la region de las nieves perpetuas. La altura de esta region varía en razon de la latitud, bajo la cual uno la mira, y aumenta rápidamente marchando de los polos al ecuador. 2.° El yelo que se halla en algunas cabernas ó grutas naturales; en las que se mantiene sea cual fuere su temperatura y aun parece mas abundante en verano que en invierno. 3.° La nieve y el granizo que caen de la atmósfera en ciertas circunstancias.

B. El agua líquida constituye unas masas mas ó menos considerables que ocupan el fondo de los valles. Segun son estas partes accesorias de una vasta extension de terreno ó partes principales que envuelven las tierras, se llaman estas aguas continentales, ó mares.

Se entiende en general por mares la universalidad de aguas saladas, que sin interrupcion cubren cerca de las tres cuartas partes de la superficie del globo, rodeando por todas partes la otra porcion de esta superficie dividiendola en continentes é islas.

Las aguas continentales son como lo indica su nombre, unas masas de agua mas ó menos dilatadas, que se hallan fijas en el medio de los continentes ó de las islas, pero que alguna vez comunican con el mar. Generalmente estas aguas son dulces, esceptuando las de algunos lagos. Son ó corrientes ó estancadas. Las corrientes se les conoce bajo el nom-

bre de rios, riberas, torrentes, arroyos: Las estancadas son las de los lagos, estanques, y mares.

El agua en estado líquido, es como se halla mas abundantemente esparcida en la naturaleza.

C. El agua se halla siempre en la atmósfera, en el estado de gas ó de vapor, se halla tambien bajo cero. El fluido atmosférico, tiene la propiedad de contener tanta mas agua cuanto mayor es el espacio que ocupa, y que su temperatura es mas elevada. Por consiguiente la deja caer cuando está saturado, si se le comprime ó se le condensa, y toma una nueva cantidad si se aumenta su volúmen ó se le calienta. Esta es la teoría ó explicacion de la mayor parte de los meteoros aguosos, los que deben su origen á la suspension del agua en la atmósfera, pues hallándose en estado de vapor invisible, pasa por diferentes estados bajo la forma de nieblas, de nuves, de lluvia, de rocío, granizo y piedra. La proporcion del vapor que existe en el aire ambiente, y que varía segun las circunstancias que acabamos de indicar marca su estado higrometrico.

La cantidad de vapor de agua que se halla esparcida en el aire debe ser considerable, si se atiende solamente á todo el que es producido por la evaporacion de las masas líquidas que rodean á la superficie de la tierra, pues la evaporacion del agua no cesa sino durante las abundantes lluvias; y aun el mismo hielo se evapora durante el rigor del invierno, el metro cuadrado de la superficie líquida, deja evaporar un decimetro cúbico, ó un litro cada 24 horas; de lo que se deduce que un quilómetro cuadrado de la superficie del mar produce cada dia 1.000,000 de litros, ó 1000 metros cúbicos de vapor de agua: ó en otros terminos, que una masa de agua cualquiera disminuye de un millimetro de altura en 24 horas á la temperatura ordinaria.

Añádase á esto, el agua que se evapora de la tierra humeda, toda la que sale por la insensible transpiracion de los vegetales, calentada cerca de 12 quilógramos por cada 24 horas para cada arbol, y en fin la que producen por su transpiracion aun en los climas mas rigurosos y durante los

frios los mas intensos, tanta multitud de seres animados. La transpiracion del hombre produce cerca de 1 quilógramo todas las 24 horas, y no debe sorprender que el aire tenga mucha agua en disolucion, aun en los tiempos de mayor sequedad. La imaginacion podria alarmarse con este inmenso reservatorio de agua, siempre suspendido sobre nosotros, y pronta á cada instante á la renovacion de terribles diluvios que han trastornado nuestro planeta, y cuyo recuerdo se ha transmitido de edad en edad.

Puede afirmarse que la armonía de la naturaleza es tal, que esta inmensa masa de agua, se reduce incesantemente por una condensacion graduada de vapores, que continuamente caen sobre nosotros, bajo las diferentes formas que se acaban de manifestar. Por otra parte los continuos movimientos que tienen lugar en las capas atmosféricas mezclando todas sus partes y estableciendo por todas un equilibrio de humedad: las regiones del aire que accidentalmente, han perdido toda el agua que tenian en suspension, no tardan mucho tiempo en mezclarse con las otras, y no dando al aire sino una fuerza de 6 leguas por hora, el del ecuador, y el del polo, no tardan mas de 8 dias á encontrarse. Se sabe que en los huracanes, el viento corre 36 metros por segundo, y algunas veces mas, lo que equivale á 26 leguas de posta por hora.

La cantidad de vapor atmosférico que se halla en proporcion de la temperatura del aire, precisamente varía en razon del clima, de la temperatura y de la elevacion de los locales, como decrece de bajo á arriba, y del ecuador hácia los polos siguiendo el curso de las estaciones. Gay-Lussac y los otros físicos que se han elevado en el vasto campo de los aires, han observado que en las altas regiones, el frio va aumentandose, y que es tanta la sequedad que la madera y los pergaminos se doblan y se vician como cuando se hallan expuestos á la accion de un calor excesivo. Segun Dalton el vapor varía entre 1/60 y un 1/300 de la atmósfera, y la cantidad media de vapor que la atmósfera tiene á la vez en disolucion, puede subir cerca de 1/70 de su volúmen.

Son muchos los procedimientos que demuestran la existencia del vapor del agua en el aire, y aun cuando este es el menos húmedo y el mas transparente. Los unos se emplean en bajar lo suficiente su temperatura, para que el vapor se condense en el estado sólido ó líquido, otros en ponerlo en contacto con substancias que tienen una afinidad muy marcada por el agua, y que por esta razon le roban la que él contiene, apropiándosela.

A cada momento somos testigos de fenómenos producidos por la condensacion del aire. Cuando se coloca un cuerpo frio en una atmósfera un poco caliente y húmeda, este se cubre de agua, por que enfriando las capas de aire que le rodean, baja igualmente la temperatura de vapor aguoso donde se halla. En el verano las botellas de vino cuando salen de los caños, se cubren luego de gotitas de agua: en el invierno los vidrios de las ventanas se cubren interiormente de humedad ó de hermosas cristalizaciones heladas, por que el aire frio esterior que le choca, licua ó mejor hiela el vapor que nuestra respiracion y nuestra transpiracion han acumulado en el aire de las habitaciones. La formacion de las nubes, de las nieblas, de la lluvia y de la nieve, es tambien debida á la condensacion que accidentalmente experimenta el vapor aguoso, que se halla en las altas regiones del aire.

Hay substancias que tienen tanta afinidad por el agua, que roban su vapor en donde le encuentran; entre otros es el ácido sulfúrico concentrado, quien puede atraer mas de tres veces su peso de agua atmosférica, aumentando entonces de peso y debilitando su fuerza ácida: la potasa dentro un corto tiempo se humedece, y finalmente se disuelve completamente en el agua absorvida. Los cuerpos que tienen esta propiedad de robar el agua al aire, se conocen con el nombre comun de cuerpos delicuescientes, y los químicos los emplean amenudo para sacar los gases. Todos estos cuerpos delicuescientes restituyen al aire cuando es seco el agua que le habian robado cuando era húmedo. Se llaman tambien higrométicos, porque pueden servir para determinar con bastante

exactitud la cantidad de vapor de agua contenida en un volúmen de aire determinado. Esta propiedad de las substancias higrométicas, ha dado lugar á los físicos para construir unos instrumentos llamados Hygrometros ó Hygroscopios, que se emplean para determinar los grados de sequedad ó de humedad de la atmósfera.

Todo lo que se ha dicho sobre el estado del agua en la naturaleza, es lo suficiente para hacer bien comprender lo que puede decirse acerca de sus propiedades. Trataremos particularmente del agua líquida.

Entre todas las aguas que corren en la superficie del globo, no hay ninguna pura, y es imposible que lo sea, porque las pluviales arrojadas de la atmósfera infiltrándose al través de las tierras para reunirse en su interior, pasan por diferentes capas de suelos, y disuelven no solamente todas las substancias que son solubles en ella, sino aun arrastran una porcion de cuerpos estraños, orgánicos é inorgánicos sin disolverlos, que no tardan en descomponerse ó precipitarse segun su naturaleza. De ahí resultan nuevos productos, que hacen sufrir nuevas modificaciones al líquido que los encierra. Solo el agua de lluvia ó de nieve podrá llamarse casi pura, á pesar de que contendrá aire en disolucion.

La naturaleza química de las aguas naturales, debe variar segun la calidad de terrenos que han transcurrido, segun su temperatura, y segun el tiempo que han quedado en contacto con ellos, y segun varias otras circunstancias que serian largas de explicar. En algunos terrenos se han cargado de sales, en otros de gases ó de substancias orgánicas que contenian, por cuya razon, y atendidas estas diferencias de principios en ellos, deben las aguas constar de propiedades físicas muy diferentes, y producir una numerosa variedad de aguas, que unas se emplean á las necesidades ordinarias de la vida, y otras á la curacion de las enfermedades, llamando á las primeras con el nombre general de aguas económicas, y á las segundas con el de aguas medicinales y minerales.

Las aguas económicas, pueden dividirse en potables y no

potables. Las primeras son las que pueden servir de bebida diaria, sin que de su uso resulte ningun trastorno en la economía animal. Se conoce en general que una agua es potable, cuando es limpia, sin olor, cuece bien las legumbres, disuelve el jabon sin formar grumos, conserva su transpiracion despues de hervida, deja poco residuo por la evaporacion, y da poco precipitado con los reactivos; presentando estos caractéres las de lluvia, las de nieve, las de rio, y las de fuente.

Puede juzgarse de la pureza comparativa de estas diferentes especies de aguas, cuando se trata de aplicarlas á nuestros usos diarios, ó de preferir alguna entre estas, por la cantidad de residuo que dejan despues de hervidas. No es pues necesario poseer vastos conocimientos químicos para llegar á esta determinacion. Cuando se quiere examinar una agua se toma un litro, se la echa en una evaporadera de porcelana, conocido su peso de antemano, se le sujeta á un calor lento como el de una estufa, hasta que se reduzca á sequedad, despues el residuo terreo es sugetado á un calor mas fuerte por pocos minutos, y despues se pesa.

Véanse ejemplos de la pureza comparativa de algunas aguas de rio y de fuente.

NOMBRES DE LAS AGUAS.		CANTIDADES DE RESIDUOS POR 1 LITRO DE AGUA.	QUÍMICOS QUE HAN ANALIZADO ESTAS AGUAS.
Agua del Sena	Antes de unirse con la marna.	0 gram. ,1785	Vauquelin.
	Dentro Paris. .	0 » ,1826	Id.
	A la salida de Paris.	0 » ,1810	Id.
Agua de la Marna antes de unirse con el Sena.		0 » .1801	Id.
Agua del canal Ourcg cerca de Paris.		0 » ,4521	Id.
Agua de la fuente del Instituto.		0 » ,4660	Colin.
Aguas de las fuentes de Ruan. .		0 » ,2000 á 1 » ,8000	J. Girardin.

Las mejores aguas potables son las de lluvia, porque solo contienen aire en disolucion. Entendemos las recogidas despues de las primeras caidas en los campos en anchas balsas ó estanques, porque estas limpiando la atmósfera arrastran con ellas todos los pequeños cuerpos heterogéneos que volotean en el espacio, por cuya razon esta agua precipita en las balsas ó estanques que la contienen un polvo gris, y no pueden conservarse largo tiempo sin que adquieran un olor y un sabor mas ó menos desagradables: y por la misma razon la nieve recogida en los primeros instantes de su caida deja siempre un depósito pulverilento despues de su licuacion.

Lo que el vulgo llama lluvias de cenizas, de sangre, de azúfre, de maná, etc. y que miran como presagio de grandes desgracias, es debido á lo que las lluvias traspasando las capas atmosféricas, arrastran en su caida polvos sutíles minerales negruzcos ó rojizos, suspensos en el aire, ó bien el polen (polvo seminal de las plantas en flor) rojo, amarillo, ó de diferentes colores, ó de pequeños hongos y liquenes. Cuando una lluvia tiene lugar durante la eflorescencia de los pinos y de otros árboles resinosos, se observa sobre el agua de los bosques vecinos, un polvo amarillo del todo parecido al azúfre en polvo, no siendo otra cosa que el polen de estos vejetales suspenso en la atmósfera de donde ha sido arrastrado por la lluvia.

El ímpetu del viento barriendo la superficie de la tierra, algunas veces lleva á grandes alturas unas masas de diferentes substancias de pequeños, vegetales que vuelven á caer despues con las aguas del cielo. No ha mucho tiempo que en Abril de 1827 cayó en Persia en la provincia de Roumoe no muy lejos de Mont-Ararath una lluvia de maná ó de unos granos, que en algunos parajes cubrió la tierra con una capa de 16 centímetros de espesor. Los carneros lo comieron y los hombres amasaron un pan muy pasable. Este pretendido maná era un pequeño liquen, reconocido por Thenard y Desfontaines, miembros del instituto, quienes lo recibieron de su embajador en Rusia.

Las nieves rojas que caen muy amenudo sobre los Alpes, en las regiones polares, y tambien muy abundantes en la nueva Schetlandia del sur, son coloradas por los glóvulos esféricos, que segun Bauer son pequeños hongos del género uredo.

A medida que la ciencia se perfecciona, se facilitan los medios de aplicarlo todo, y mientras que todo se examina con las luces de la razon y del saber, cesan los prodijios, no hay mas milagros en la naturaleza, pues sabemos determinar las causas y analizar los efectos.

Cuando el agua de lluvia es recojida por las cañerías colocadas debajo del pavimento que cubren los techos, contiene siempre ádemas del aire una cierta cantidad de sales térreas, y principalmente de selenite, ó sulfatos de cal, que proviene del yeso que se halla sobre esta parte de nuestros edificios, no obstante la cantidad de estas substancias jamas es bastante para quitarle la propiedad de cocer las legumbres, y de disolver el jabon.

Las aguas habitualmente no potables son aquellas que contienen una grande cantidad de substancias salinas, como son las de los pozos, de los mares y de las fuentes saladas, ó de substancias vejetales ó animales en descomposicion como las aguas de las mareas, de estanques y charcos. Las primeras, dan un residuo considerable por la evaporacion, no disuelven el javon sin descomponerlo, y no cuecen las legumbres, por la grande cantidad de sales térreas que contienen. Las otras que no ofrecen estos inconvenientes, despiden por otro lado un olor mas ó menos fétido y repugnante, que dimana de la putrefaccion de las substancias vegetales y animales que tienen en disolucion, ó que se hallan reunidas á la superficie de la tierra que cubren.

Facilmente las aguas naturales adquieren propiedades dañosas ó deletereas, unas veces por su inmediacion con las profundidades inmundas ó mal sanas, otras por el contacto prolongado de substancias animales muertas ó de líquidos en putrefaccion. Sucede muchas veces en el campo, que las aguas de los mejores pozos, son alteradas por la filtracion de

zumos de los estercoleros ú orines de los corrales y cuadras, que casi siempre se hallan á corta distancia de estos reservatorios naturales. Otras veces las aguas de todo un pueblo se vuelven mal sanas por la infiltracion de las aguas de los fosos, donde se envalsa el cáñamo, ó por las de las aguas fétidas que salen de las ferrerias y van á parar en los arroyos que circulan por los alrededores, ya sea en el despeñadero subterráneo que alimenta los pozos de todas las habitaciones vecinas. Estas aguas insalubres tienen por carácter comun un olor asqueroso y un aspecto mas ó menos turbio, ó un color obscuro. En cuanto á su composicion química son tantas las causas que pueden variarla, que es imposible describirla de un modo general.

Finalmente con el nombre de aguas minerales ó medicinales, se comprenden todas las que contienen muchas substancias salinas, ú otras por ser sabrosas y ejercer una accion sensible sobre la economía animal. La temperatura de estas aguas es muy variable, unas son calientes, y algunas veces hirvientes, otras al contrario tienen el mismo grado de calor que el aire ambiente, y á veces inferior, y por esto se han distinguido en aguas termales y en aguas frias. Este fenómeno singular de temperatura, sin duda depende de la extension y de la naturaleza de los terrenos en que las aguas corren antes de llegar al punto donde se reunen, pues que la observacion ha hecho conocer, que el calor subterráneo aumenta progresivamente, y de un modo bastante rápido con la profundidad.

Las substancias que se encuentran en las aguas minerales son muy numerosas, pero hay que observar, que la misma agua solo contiene de 7 á 8 en proporciones muy cortas. Entre los principios constitutivos de una agua mineral, hay siempre algunos que por su cantidad y energía, tienen mayor influencia sobre las propiedades medicinales que esta agua presenta, y por esta razon se han dividido en clases mas ó menos numerosas.

Aguas salinas, son las que tienen un sabor marcado, y carecen de accion sobre el color azul de tornasol y de vio-

leta; como por ejemplo, las aguas termales de Neris, de Plombieres, de Bourbone; los baños, etc.

Aguas alalinas, son las que tienen un sabor urinoso, ó de jabon, y enverdecen el jarabe de violetas; por ejemplo, aguas de Rikum en Islandia, etc.

Aguas ácidas, son las que tienen un sabor ágrio mas ó menos sensible y enrojecen fuertemente el tornasol, cuyas propiedades aumentan su intensidad con la evaporacion, y son las de Lagonis de Toscana inmediatas á los volcanes, etc.

Aguas acídulas, son las que tienen un sabor acídulo y que espumean ajitándolas, por el ácido carbónico que contienen, y que pierden estas propiedades por el calor, y por su exposicion al aire: por ejemplo, las aguas de Seltz, de Pougues, de Chateldon, etc.

Aguas ferruginosas, son las que tienen un sabor de tinta, se ennegrecen con una decoccion de agallas, y por su concentracion precipitan á menudo unos copos rojizos, caractéres que manifiestan la presencia del hierro: por ejemplo, las aguas de Bussang, de Forges, de Spa, de Passy inmediato á Paris, etc.

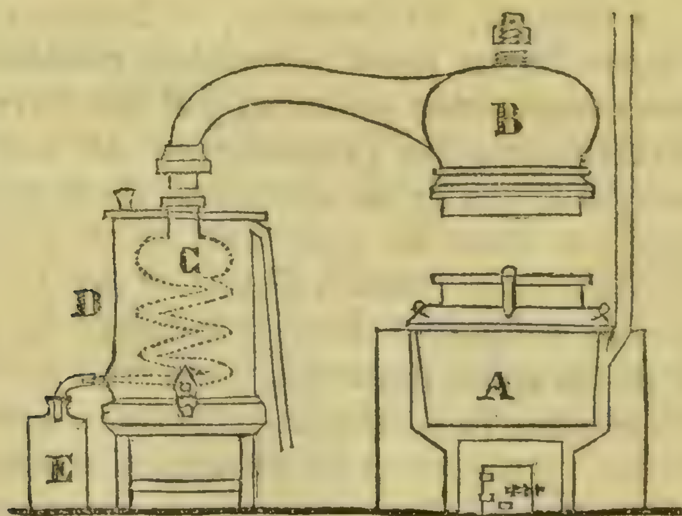
Aguas sulfureas, facilmente reconocibles por su olor fétido, parecido á los huevos podridos, y por que ennegrecen con prontitud una pieza de plata sumergida en ellas, cuyas propiedades se deben á la presencia del azúfre: por ejemplo, las aguas de Bareges, de Cauterets, de Enghein, etc.

La distincion de las aguas minerales, establecida sobre su verdadera composicion química, y el arte de reconocer y apreciar exactamente las proporciones de sus principios constitutivos, son una de las conquistas de la química moderna, pues que antes del siglo XVII no se hallaba en la historia de esta ciencia relacion alguna de esta tan interesante cuestion. Los antiguos habian descubierto las principales cualidades de las aguas naturales, pero estas nociones aunque bastante exactas, eran solamente fundadas sobre los efectos observados, y no sobre los principios constitutivos de las aguas. Dice el sabio Fourcroy, que es sorprendente en la historia del espíritu humano, que la antigüedad haya igno-

rado completamente el arte de descomponer los cuerpos, y que los conocimientos y los instrumentos químiccs le hayan enteramente faltado.

El agua siendo el veículo, que como disolvente se emplea mas á menudo por los químicos en sus delicadas investigaciones, se desprende que no puede emplearse tal como la naturaleza lo presenta, sin exponerse á errores mas ó menos graves, pues que como acabamos de manifestar, contiene siempre algunos cuerpos estraños en disolucion. Es preciso que para servirse de ella con ventaja la ponga al estado de su perfecta pureza. Esta se consigue por medio de la destilacion, y se logra calentando el agua dentro de un aparato cerrado para reducirla á vapor, y en recogerla dentro de un recipiente, donde enfriándose vuelva á tomar el estado líquido. El agua se halla por esta operacion separada de todos los principios salinos que tenia en disolucion, porque como son no volátiles, es á decir susceptibles de gasificarse, quedan al fondo de la caldera donde el agua bierve, al paso que el vapor aquoso se eleva puro, y reproduce despues un líquido completamente despojado de toda substancia estraña, y en este estado se le llama agua destilada.

Véase el aparato que se emplea en los laboratorios para purificar el agua, y es el que se conoce con el nombre de alambique.



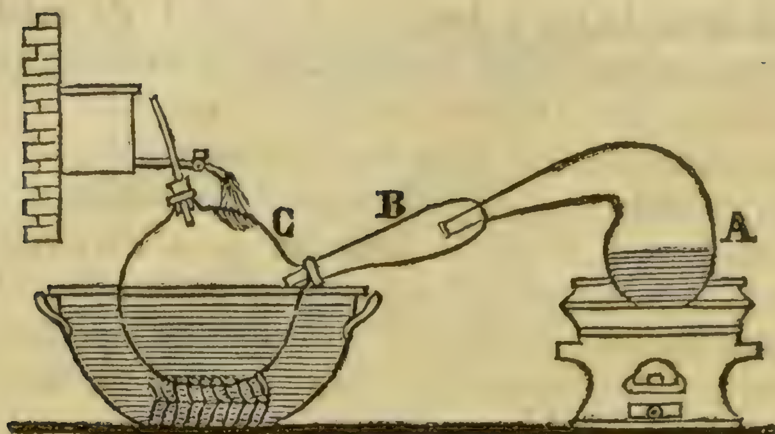
A. Cucúrbita y es una caldera de cobre estañado donde

se pone el agua de rio á destilar. *B* Capitel de estaño ó de cobre que se coloca sobre la cucúrbita, y su largo tubo sirve para dirigir los vapores dentro el vaso *D* y se llama serpentin ó refrigerante. Este consiste en un largo tubo de estaño *C* curbado en forma de espiral contenido dentro un cubo de madera ó de cobre lleno de agua fria. Dentro de este tubo se condensan los vapores en gotitas líquidas que caen dentro un vaso de vidrio, colocado debajo de la abertura inferior del refrigerante. Este vaso *E* se llama recipiente porque recibe el producto de la destilacion.

Segun esto la destilacion, es una operacion química por medio de la cual se separa mediante la union del calor, un líquido volátil de substancias fijas ó no reductibles á vapor, y en otros términos, es una evaporacion que se efectua dentro vasos cerrados construidos de modo que se pueden recoger las substancias, que el calor reduce á vapores, para utilizarlas despues. Está fundado segun la propiedad que tienen los líquidos de reducirse á vapores cuando se les eleva la temperatura, y sobre la propiedad que tienen los vapores de condensarse con el frio.

Durante muchos años los alambiques tuvieron una construccion y figuras muy defectuosas y poco comodas, de 50 años á esta parte se han perfeccionado, y la destilacion ha sido felizmente mejorada, y en el dia se destila del modo mas á proposito.

Las destilaciones en pequeño para los ensayos químicos, generalmente se efectuan con vasos de vidrio llamados retortas por su construccion ó figura: las hay tambien de tierra cocida y de porcelana.



El aparato para destilar con retorta, se compone á lo menos de tres piezas: de una retorta *A*, de una alargadera *B*, que es un tubo de vidrio ensanchado por el medio y abierto por los dos extremos, y de un globo *C* que sirve de recipiente para el licor destilado. Para que la condensacion de los vapores se verifique con mayor perfeccion, se sumerge el globo dentro un lebrillo lleno de agua fria, ó de una mezcla de agua y de hielo, se le cubre con paños mojados sobre los que se hace caer un chorro contínuo de agua fria.

A veces se destila á fuego desnudo, es decir, que la retorta se halla expuesta á la accion inmediata del fuego. Otras se destila al baño de arena, esto es, la retorta colocada dentro de una caldera de hierro llena de arena ó de gre pulverizado, finalmente se destila tambien al baño-maria, colocando la retorta en una vasija llena de agua que se hace hervir. En este último caso, el líquido que se ha de destilar, no puede jamás elevarse á una temperatura mayor de 100 grados, al paso que en los otros dos casos anteriores puede darsele un calor muy elevado y variable, segun como se dirige el fuego.

Como es imposible destilar con vasos de una sola pieza, es preciso unir por los extremos varias partes, y para evitar la salida de los vapores por donde se halla la union de estas diferentes partes, desde mucho tiempo se ha pensado tapar las junturas ó aberturas con una substancia pastosa fá-

cil de aplicar, y que secándose sea impermeable como el mismo vidrio. Por este medio las piezas de vidrio reunidas, quedan como si fuesen un cuerpo continuo. Las substancias que se emplean para este fin, se llaman lodos en los laborotorios y en las artes. La naturaleza de los lodos varía segun la temperatura á que deben exponerse los vasos despues de enlodados. A veces consisten en una tira de vejiga mojada, de papel ó de lienzo, con una capa de cola, otras es una pasta homogénea y bien ligada, preparada con arcilla calcinada y pulverizada y con aceite de linaza cocido, y entonces se llama lodo craso; otras se hace una pasta con harina de almendras ó de lino privadas de aceite batido con cola de almidon y se llama lodo seco; se prepara un lodo muy glutinante, con tiras de lienzo impregnadas de una papilla blanda de clara de huevo y de cal viva en polvo, y á este lodo lo llamaban los químicos antiguos el lodo de sabiduría.

Como el perfecto resultado de las operaciones depende en gran parte, de que las junturas de los vasos estén bien cerradas, es muy importante el saber bien enlodar, como dijo Lavoisier, que del modo de enlodar, y de la paciencia y exactitud que se emplee dependen los felices resultados de la química moderna, y no hay operacion que no necesite mucho cuidado y atencion.

El agua purificada por la destilacion no tiene olor ni sabor, es perfectamente transparente y límpia, puede conservarse hasta el infinito, privada del contacto del aire, sin adquirir ningun olor desagradable ni enturbiarse, no deja residuo alguno despues de su evaporacion, no altera el color de las tinturas de tornasol y de violeta, disuelve perfectamente el jabon sin formar grumos, cuece muy bien las legumbres y finalmente ningun reactivo la enturbia.

El agua destilada contiene siempre ácido carbónico, por que como hemos dicho, este existe en todas las aguas que fluyen en la superficie de la tierra, y solo se separa en parte por la ebullicion, y pasa con el producto destilado. Para evitar este inconveniente, debe mezclarsele dentro del alam-

bique cierta cantidad de cal apagada que lo absuerva enteramente.

El agua destilada tiene un sabor desabrido y causa una pesadez en el estómago, por cuya razon no conviene usarla, efecto de que le falta el aire en disolucion. Todas las aguas naturales contienen una cierta porcion de aire que las hace ligeras, les da un sabor agradable, y la propiedad de mantener la vida de los animales acuáticos; en efecto despojadas las aguas de este aire por hebullicion vuelven insípidas, de dificil digestion, y matan á los peces, que se sumergen en ella. Con una fuerte ajitacion de estas aguas al contacto del aire, se logra vuelva á tomar las mismas calidades que tenia antes de hervir.

Una curiosa observacion hecha por Priestley, manifiesta que el aire disuelto en el agua contiene mas oxígeno que el de la atmósfera; contiene 34 por 100 en lugar de 21 que es la proporcion ordinaria como se ha dicho. Esta diferencia de composicion entre el aire ordinario y el aire disuelto en el agua, depende de que este líquido en contacto con dos gases disuelve mas ó menos de este en razon de su afinidad por cada uno de ellos. Habiendo demostrado la experiencia, que el oxígeno es mas soluble en el agua que el azoe, y que estos dos gases solo se hallan mezclados en el aire, no es de estrañar que el agua en contacto con este fluido absorva mas oxígeno que azoe, y que retenga con mas fuerza el primero que el segundo. Cuando se calienta el agua en un aparato dispuesto para recojer el aire, que contiene en disolucion, este es tanto mas abundante de oxígeno, cuanto se ha recojido mas tarde. Las primeras porciones contienen de 22 á 23 por ciento, las segundas de 25, á 26, y las últimas de 33, á 34, lo que prueba evidentemente, que la verdadera causa de este fenómeno es la misma que se acaba de indicar, á saber; que el gas oxígeno que se pone en contacto con el agua aireada, se disuelve en ella espulsando del líquido una porcion de azoe que contiene.

Cuando el agua se hiela, abandona el aire que tiene disuelto, este se desprende con una infinidad de pequeñas burbu-

jas visibles y dejan el hielo opaco. La destilacion en nada altera el agua, como lo habian creido los químicos antiguos, solo hace perder el aire, y las substancias estrañas á su naturaleza. Boerhaave ha destilado una misma agua 500 veces seguidas, sin encontrar ninguna mudanza en las propiedades de este fluido. Antes de examinar la naturaleza íntima del agua, es necesario hacer conocer sus propiedades principales, y será el objeto de la inmediata leccion.

Leccion quinta.

CONTINUACION DEL AGUA.

SUMARIO.

Propiedades principales del agua. — Su accion como ajente químico. — Composicion del agua. — Estudio del hidrógeno. — Analisis y síntesis del agua. — Relacion histórica sobre el descubrimiento de la naturaleza complexa de este líquido.

El agua á la temperatura de 4 grados, 10 sobre cero del termómetro centígrado, y á la presion atmosférica ordinaria, ó de 76 centímetros, pesa un quilógramo por decimetro cúbico ó litro, ó una grama por centímetro cúbico.

A la densidad del agua tomada por unidad, y representada por 1, por 100 ó 1000, acudimos para comparar con ella la de todos los demas cuerpos sólidos ó liquidos.

Espuesta al frio el agua disminuye de su volúmen de un modo progresivo hasta 4 grados, 10 sobre cero, partiendo desde este punto su volúmen aumenta poco á poco hasta

cero, punto de su congelacion, donde su expansion es de repente y considerable. Este aumento de volúmen en el agua á cero, es igual á 7 14/100 por ciento de su volumen á 4°, 10. Por esta razon el hielo, es mas ligero que el agua líquida, pues que un quilógramo solo pesa 914 gramas en lugar de 1000. Este aumento de volúmen en el hielo depende de que las moléculas del agua, cuando se hiela toman una colocacion simétrica, tal que quedan mucho mas separadas las unas de las otras que en el estado líquido, y no como se creía, que el aire contenido en el agua abandonandola en forma de pequeñas barbujas separaba las moléculas y producia el aumento de su volúmen, pues la experiencia ha demostrado que el agua privada enteramente de aire se dilata del mismo modo.

Respecto de que el agua aumenta de volúmen cuando se hiela rápidamente por el frio, produce fenómenos muy marcados con los cuerpos que la contienen, de modo que ninguno resiste á su fuerza espansiva. Cañones de hierro de mucho espesor llenos de agua y expuestos á una congelacion, se revientan en varias partes. Los académicos del Cimento de Florencia que tanta celebridad adquirieron en el siglo XVII, vieron reventar del mismo modo una esfera de cobre de tanto espesor, que Muschenbroeck la evaluó á un esfuerzo necesario para romperla de 13,860 quilógramos.

Estos maravillosos efectos manifiestan las degradaciones que experimentan las piedras de corte, los cañones de conduccion de aguas, los cuerpos de bomba, la fractura de los vasos de cuello estrecho, y la alteracion de substancias orgánicas producidas por las grandes heladas, pues se sabe que los frutos y las carnes heladas vuelven hemoecentes decimiladas y fáciles á podrirse. De ahí los estragos que produce una helada sobre los vejetales en el momento de que se hallan en el lleno de su sabia.

La fuerza que las moléculas del agua adquieren en su colocacion simétrica debe ser grande pues que cortas cantidades bastan para producir grandes efectos de presion mecánica, por consiguiente nunca serán demasiadas las pre-

cauciones para evitar estos inconvenientes. No debemos olvidar el vaciar los vasos de vidrio y las fuentes de tierra al aproximarse los frios intensos, y evitar el contacto del aire á los cañones de conduccion, cubriéndolos con arena ó carbon, cuerpos mal conductores del calor. Cuando se establecen conductos de agua con caños de plomo, deben preferirse los que son estirados con hilera, porque tienen la grande ventaja sobre los soldados, de dilatarse con igualdad, y de poder ceder sin romperse al esfuerzo que se ejerce sobre ellos.

Aunque el punto de conjelacion del agua sea á cero del termómetro centígrado, puede no obstante conservarse líquida hasta 12 grados bajo cero, exponiendola á un frio graduado y manteniéndola en un perfecto reposo, pero entonces si se ajita se solidifica. Cuanto mas pura es, mas resiste á la conjelacion; la aereada, y la cenagosa se hielan siempre mas facilmente, y en general á cero. Hay cuerpos que despues de disueltos en el agua, retardan indefinidamente su conjelacion, y son los que tienen mucha afinidad por el hielo, como las sales muy solubles, el agua saturada, esto es cargada todo lo posible de cloruro de cal, pues este se mantiene líquido á 40 grados bajo cero.

El agua á cero expuesta á la accion del calor, se contrae hasta 4°, 10, y desde este punto se dilata mas y mas hasta el de ebullicion, que es á 100 centígrados bajo la presion atmosférica ordinaria. Entonces se reduce á gas y ocupa un volúmen 1,700 veces mayor que el que tenia cuando era líquida El gas ó vapor acuoso, es invisible como el aire, pero de una densidad menor, pues que la de este es solo de 0, 62, pesando el aire 1, como es susceptible de adquirir un volúmen tanto mayor, cuanto mas se eleva su temperatura, y una fuerza elástica indefinidamente creciente por la presion; se emplea como poderoso motor en las máquinas de vapor, y en las bombas de fuego.

El punto de ebullicion del agua no es siempre á 100°, puede elevarse de un cierto número de grados, cuando los vasos que la contienen son bien pulidos, y formados de una

substancia mal conductora del calórico como el vidrio, cuando la presion que se ejerce sobre el líquido es superior á la de la atmósfera, y cuando el agua contiene en disolucion cuerpos que tienen mucha afinidad con ella. Al contrario es siempre inferior á 100 grados, cuando la presion atmosférica disminuye por cualquiera causa, cuando los vasos son de metal no pulimentados, cuando tienen varios puntos ó cuando se interponen con el agua cuerpos toscos. Por esta razon echando las limaduras de hierro en un vaso de vidrio donde el agua hierve lentamente, de repente la ebulicion se verifica mas fuerte y con mayor facilidad á una temperatura inferior.

El agua para pasar al estado de gas, necesita $5\frac{1}{2}$ veces mas de calor bajo la presion atmosférica ordinaria, del que necesita para elevarse de 0° á 100 grados, y la prueba de ello es que 1 quilógramo de vapor acuoso á 100 grados, mezclado con 5 quilógramos 300 gramas de agua cero, da 6 quilógramos 500 gramas de agua á 100 grados.

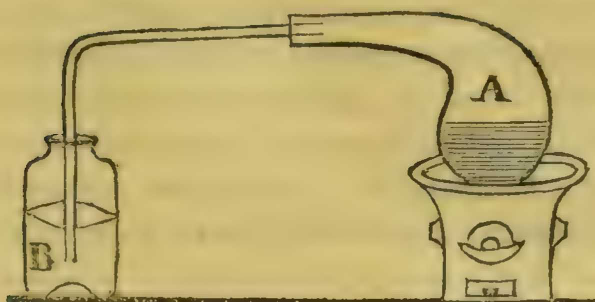
Sobre este principio está fundado el general procedimiento que siguen en el dia las fábricas para hervir grandes masas de agua. Una pequeña caldera da suficiente vapor para calentar á 100 grados una continuacion de cubas llenas de agua fria, con solo hacer llegar en cada una de ellas un tubo que conduzca el vapor de la caldera. Este modo de calentar presenta grandes ventajas.

1º Economía de combustible, porque permite centralizar con un solo hogar toda la produccion del calor necesario en diferentes aplicaciones, pues es sabido que las pérdidas de calor se aumentan con el número de hogares.

2º Economía de trabajo, y por consiguiente mayor facilidad en el manejo.

3º Perfecta regularidad en los grados de calor que se quieren dar.

Esta última condicion es de la mayor importancia en muchas aplicaciones, como en los baños tintoreales, el aderezo en las telas, la cola en el papel, ciertas operaciones del blanqueo de los tejidos, la estraccion de la jelatina, etc.



Calcúlese que esta retorta *A* sea una caldera de vapor, y que el recipiente de vidrio *B* sea un grandisimo cubo de madera ó de piedra lleno de agua, y se tendrá una idea del modo de calentar por medio del vapor como se acaba de manifestar, pues la teoría es la misma en los dos casos. Si el líquido que se ha de calentar no es el agua, y que sea indispensable que el vapor acuoso que debe elevar su temperatura no se mezcle con él, entonces se hace pasar este por conductos permeables solamente al calor, dispuestos en el interior de la masa líquida, ó bien se hace llegar el vapor en un doble cubierto adaptado al vaso que contiene el líquido. En el primer caso los tubos cilíndricos ó cañones que conducen el calor, varian segun la naturaleza de los líquidos dentro los cuales deben estar sumergidos; cuando los líquidos son ácidos se emplean de plomo, plata ó platino, cuando son alcalinos, de hierro, y cuando neutros esto es, ni ácidos ni alcalinos, son de cobre.

El modo de calentar los líquidos por la condensacion de los vapores, se debe al célebre conde de Rumfort que lo descubrió en el año 1800; Edouard Adam y de Rouen, lo descubrieron tambien á la misma época y de repente se hicieron utilísimas aplicaciones por estos dos sabios, y despues por Montgolfier, Clement, Desormes y muchos otros.

La accion del agua es muy diferente sobre los cuerpos simples ó compuestos. En contacto con ellos produce siempre fenómenos notables que es indispensable conocer, pero á causa de su multiplicidad no se tratará aqui sino de los mas principales.

El agua agente químico como el calor, penetrando á me-

nudo en el interior de los cuerpos, separa sus moléculas, las hincha, esto es, les causa un aumento de volúmen disponiendolas á su separacion. Así es que absorvida por las tierras, por las piedras y por las substancias orgánicas les da mas blandura y flexibilidad y las predispone poco á poco á todas las alteraciones, cambiando mas ó menos su naturaleza.

Tambien como agente químico tiende sin cesar á unirse con los cuerpos que moja ó que baña; y cuando su afinidad por ellos es superior á la coesion de sus partes, los divide combinandose con ellos desapareciendo completamente en su masa sin turbar la transparencia, dando á este fenómeno el nombre de solucion ó disolucion.

Cuerpos hay que tienen demasiada coesion para poderse disolver en el agua, y entonces se llaman insolubles en contraposicion á los demas que se llaman solubles. La accion disolvente del agua es particularmente favorecida por el calor. Hay cuerpo que no disuelve con el agua fria, y lo verifica cuando está caliente y mejor hirviendo. Citaré por ejemplo, el tartaro, substancia que se precipita dentro los toneles donde se conserva el vino. Cuanto mayor es la temperatura del agua disuelve mayor cantidad de cada cuerpo, y se dice que está saturada de un cuerpo, cuando no puede disolver mas á una determinada temperatura.

Son pocos los absolutamente insolubles, y asi es que los antiguos habian llamado al agua el grande disolvente de la naturaleza, y por esta razon es uno de los agentes mas útiles, pues que no hay operacion ni fenómeno alguno natural donde no intervenga el agua como disolvente. Sin ella no podria verificarse la estraccion del azucar y de las materias colorantes de las plantas, la cola ó jelatina de los tejidos animales, la de la mayor parte de sales y su purificacion, la fabricacion de los ácidos, y en general la de todos los productos químicos. Finalmente no solo se emplean para sacar los principios nutritivos de todas las substancias alimenticias, y para separar las capas de cuerpos estraños que empañan la blancura de todos los tejidos, sino que tambien

tiene una general accion en todas las operaciones económicas. El agua media en todas las combinaciones y en todas las reacciones químicas, porque no puede haber accion recíproca entre dos cuerpos si á lo menos uno de los dos no está en estado líquido, es decir, en disolucion.

Los polvos que los ingleses emplean con el nombre de limonada seca, para preparar de repente la sodawater ó agua de sosa, son una mezcla de ácido cítrico, y una sal de sosa llamada quimicamente bicarbonato de sosa con un poco de azucar aromatizado. Mientras estas substancias están en estado seco no se descomponen ni se verifica reacion alguna, pero luego que se les añade agua, los disuelve y facilita el contacto de las moléculas del ácido con la sal, hay una grande efervescencia y desprendimiento de gas ácido carbónico, con una espuma parecida á la cerveza ó al vino de champaña.

Asi como el agua es el vehículo indispensable para la mayor parte de las combinaciones químicas, tambien media y es indispensable en cuasi todas las descomposiciones químicas. Tenemos un ejemplo de ello, en todas las destrucciones contínuas de las substancias orgánicas que se verifican á nuestra vista, pues cuando secas, se conservan hasta al infinito, porque es sabido que donde no concurre el agua no puede tener lugar la fermentacion, la putrefaccion, ni la vida de los insectos destructores. Las substancias mas putrecibles, la sangre, la carne, etc., se conservan muy bien si despues de bien secadas, se les priva del contacto del aire que podria volverles la humedad que se les habia quitado. Los cadáveres despues de muchos siglos de estar enterrados en las ardientes arenas de la Arabia, se han hallado en un perfecto estado de conservacion. En la putrefaccion que es una verdadera descomposicion química, el agua obra ablandando las fibras, destruyendo su coesion y disponiéndolas á unirse con algunos de los productos de la fermentacion.

Nunca será demasiado prolijo el estudio de las propiedades de este fluido universal, porque todos los momentos nos

vemos precisados á valernos de él, ya para crear cuerpos nuevos, ya para destruir otros, ya en fin para mejor emplear para nuestros usos todo lo que viene á nuestras manos. Los antiguos filósofos la habian considerado como uno de los elementos necesarios á la substancia, y como elemento que se empleaba para la formacion de muchos seres naturales, por razon de la accion general que ejerce con todos los cuerpos, por los innumerables fenómenos que produce, y por la multitud de formas que afecta.

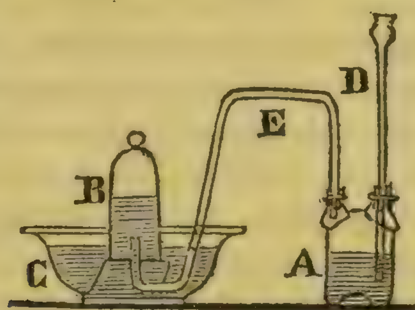
Hasta los químicos se vieron precisados á adoptar esta opinion, á medida que obtenian el agua de la mayor parte de sus analísis, presentándose este líquido á ellos en un inmenso número de operaciones y desprendiéndose en el momento de la union de varios principios de los cuerpos, y creyendo en cierta manera que el agua era un principio comun del mayor número de cuerpos compuestos, la comprendieron entre sus elementos químicos con el nombre de *phlegma* ó *flema*.

Esta opinion sobre la naturaleza del agua, que constantemente se ha seguido hasta el último siglo, ha sido uno de los grandes errores transmitidos de edad en edad bajo la opinion de Aristoteles, cuyos escritos han influido tan despóticamente sobre las facultades intelectuales, y durante largo tiempo ha retardado en muchos puntos la emancipacion de la inteligencia humana, aunque por otra parte ha prestado grandes servicios á la humanidad. Por los descubrimientos de Cavendish y de Lavoisier sabemos ahora que ha sucedido lo mismo con el agua que con el aire, y que está formada de dos principios los mas simples, y que pueden obtenerse aislados. Estos son el oxígeno que ya conocemos, y el otro es un metaloyde llamado hidrógeno ó engendrador del agua. Este importante descubrimiento de la naturaleza del agua, es una época, las mas brillante de la química. Antes de manifestar los experimentos por los que se ha llegado á este resultado, es indispensable hacer conocer el elemento del agua que aun no hemos descrito.

DEL HIDRÓGENO.

El hidrógeno es uno de los cuerpos mas esparcidos en la naturaleza, pero siempre combinado ó mezclado con otros cuerpos. Forma parte de casi todos los vegetales y animales y de las substancias que provienen de unos y otros. Se halla en el estómago y en los intestinos del hombre ya sano ó enfermo, y unido en determinadas proporciones con el oxígeno compone el agua.

Su descubrimiento fue en los primeros años del siglo XVII. Boyle, Hales, Mayow y Boerhaave, hablaron de él en sus obras acerca de sus principales propiedades, y hasta el año 1766, solo se tenian noticias vagas de su naturaleza, hasta que el químico inglés Cavendysh se dedicó á su estudio, y le obtuvo puro, disolviendo los metales zinc ó hierro en el ácido sulfúrico, diluido con agua, cuyo procedimiento se sigue en el dia en los laboratorios para obtener este gas con el siguiente aparato.



A. Frasco donde se coloca el zinc reducido á granalla, agua y ácido sulfúrico. *B*. Proveta llena de agua para recoger el gas, colocada dentro una cubeta *C*. llena de agua. *D* Tubo por donde se introduce el ácido sulfúrico cuando el desprendimiento del gas se disminuye ó cesa. *E*, Tubo encorvado que conduce el gas desde el frasco á la proveta.

El hidrógeno es siempre gaseoso, invisible como el aire sin olor ni sabor. Es el cuerpo mas ligero, pesa 14½ veces menos que el aire, por cuya razon cuando se vuelve una campana llena de hidrógeno de modo que su abertura quede en la parte superior, dentro de algunos instantes el gas desaparece elevándose con el aire, el que como mas pe-

sado se precipita dentro de la campana y le reemplaza. Por lo contrario volviendo la campana de modo que su abertura quede en la parte inferior hácia el suelo, el gas quedará largo tiempo dentro de ella, sostenido por la capa de aire inferior, como una capa de aceite en la superficie del agua.

Los globos aerostáticos son formados de una cubierta impermeable, hinchada por el gas hidrógeno. Para que un globo se eleve es preciso que sea menos pesado que el volúmen de aire igual á él; el peso de la cubierta se halla mas que equilibrado por la diferencia de densidad entre el hidrógeno y el aire. Se debe á un físico francés llamado Carlos, la feliz idea de reemplazar con este gas el aire enrarecido que Mongolfier acababa de emplear para llenar los globos. El primer esperimento de esta clase se verificó el 27 de Agosto del año 1783 en el campo de Marte de Paris.

El hidrógeno tiene la propiedad de inflamarse al contacto del aire por la aplicacion de un cuerpo encendido, y de consumirse en su totalidad, por cuya razon Cavendish le llamó aire ó gas inflamable. Su llama es blanca, sin embargo, no puede por sí solo mantener la combustion, como se demuestra por las substancias encendidas, que tan luego como se sumergen en su atmósfera se apagan despues de haber encendido las primeras capas de gas, que se hallan en contacto con el aire.

El hidrógeno nos presenta fenómenos muy curiosos cuando está mezclado con el oxígeno ó con el aire. Siempre que está mezclado con la mitad de su volúmen de oxígeno, y que la mezcla se expone á una temperatura cerca del calor rojo, los dos gases desaparecen de repente con una detonacion considerable, acompañada de un desprendimiento de calor, que el agua que resulta de esta combinacion se convierte de repente en vapor, y ejerce en este estado sobre las paredes de los vasos que se emplean una presion muy considerable capaz de romperlos, por cuya razon es preciso tomar todas las precauciones para verificar estos experimentos, sin embargo pueden practicarse los siguientes.

Se introduce en una redoma de vidrio muy doble de la capacidad de un tercio de litro dos volúmenes de hidrogeno

y uno de oxígeno. Se cubre en seguida con un lienzo grueso la redoma hasta su cuello, á fin de que si por el efecto de la explosion se rompe, no cause daño, se destapa y se le aproxima á su abertura una vela encendida, y de repente tiene lugar un violento estallido. Cuando se introduce esta misma mezcla detonante dentro de agua de jabon un poco inspisada, puesta en un ancho mortero de hierro, y se le aproxima una vela encendida á la espuma que forma, detona con una explosion mucho mas fuerte. Si con la misma mezcla antes de detonar se hinchan barbujas que se esparzan por el aire y se les va arrimando una vela encendida, se producirán otras tantas detonaciones.

Es tanto el calor que se desprende durante esta combustion del hidrógeno, dice Desprétz, que una parte de este gas puede derretir 315 partes de hielo, y es de todos los cuerpos combustibles el que desprende mas calor en igualdad de peso, y ademas produce los mismos fenómenos con el aire, solo que la detonacion de la mezcla es menos fuerte.

Acabamos de decir que el resultado de la combustion del hidrógeno con el oxígeno es el agua: para convencernos de ello, bastará adaptar un pequeño frasco *A*, que contenga los cuerpos necesarios para producir el hidrógeno, un tubo de vidrio recto y afilado con una abertura capilar *I*, que encienda el gas que sale por dicho tubo, cubriendo al mismo tiempo la llama con una campana de vidrio *B* muy seca; las paredes de esta se cubrirán de repente de humedad, producida por la combinacion del hidrógeno con el oxígeno del aire. Este pequeño aparato que produce una corriente contínua de hidrógeno inflamado, forma la lámpara filosófica de Priestley.



Substituyendo la campana con un tubo de vidrio bien secado, largo dé 32 á 40 centímetros, y ancho de cerca de 5 centímetros, se oirán unos sonidos armoniosos, producidos por una succesion de pequeñas detonaciones ocasionadas por la mezcla del aire con el hidrógeno. Este curioso experimento ha

sido descrito por primera vez en el año 1777, por el doctor Higgins en los laboratorios de química, con el nombre de armonía química.

Es facil de penetrarse del sonido que acompaña siempre la viva combustion del hidrógeno, si se atiende que la inflamacion comunicada por la vela á las primeras capas de la mezcla gaseosa, se propaga de repente en toda la masa. El agua producida se reduce instantaneamente á vapor por la alta temperatura que se forma, y como en este estado ocupa un espacio mucho mayor que los gases mezclados, el aire es violentamente conmovido, y de aquí el sonido que se siente, atendido que el vapor del agua toma un volúmen 1,700 veces mayor que en el estado líquido. Pero este vapor se condensa tan luego como está formado, por que se halla en contacto con cuerpos frios, y resulta un vacío en las partes rodeadas de aire que se precipitan de repente para llenarlo, de donde resulta un nuevo sonido que es confundido con el primero por la rapidez de los dos efectos.

Estas conmociones repetidas del aire, rompen en mil pedazos los vasos de vidrio en los que se inflaman las mezclas gaseosas, lo que indujo en los laboratorios de química á llamarle gas ó áire detonante, y solo cuando los vasos son récios y muy resistentes, y que los volúmenes de las mezclas son pequeños, no se verifica la explosion.

El gas hidrógeno, como el gas azoe puro, no sirve para sostener la vida, al contrario los animales que se sumergen en una atmósfera de este gas perecen dentro corto tiempo asfixiados, porque no encuentran el oxígeno necesario para las funciones de los pulmones. La sangre de la mayor parte de los asfixiados por el hidrógeno, se halla azulada.

El hombre parece puede respirar sin riesgo el hidrógeno mezclado con el aire ó con oxígeno, segun lo han manifestado Scheele y Davy. El desgraciado Pilatre de Rosier que jamas calculaba el peligro cuando un experimento podia suministrar algunas luces á la masa de los conocimientos humanos, fué uno de los primeros á repetir los ensayos de Scheele. Respiró por medio de una vegiga el gas hidrógeno

por seis ó siete veces repetidas sin sufrir incomodidad. Para convencer á los espectadores que era el gas hidrógeno, le hizo salir de sus pulmones, y atravesando un largo tubo é inflamandolo por la extremidad, quemó el gas desprendido de muchas espiraciones. Para demostrar de un modo evidente que el gas respirado no era una mezcla de hidrógeno y de aire, respiró unamezcla hecha al intento de estos dos gases elasticos, que igualmente hizo salir por un largo tubo y que inflamó al otro extremo. La explosion que se produjo se prolongó por el tubo hasta su boca, y recibió una violenta conmocion, que creyó haberse roto todos sus dientes; felizmente dice que no resultó de este ensayo temerario sino un asombro para él, y una especie de admiracion á los espectadores que lo rodeaban. El duque y la duquesa de Chartres exigieron que repitiese hasta tres veces este mismo experimento.

Las personas que han inspirado algunas veces el gas hidrógeno tienen el sonido de la voz del todo cambiado. Maunoir un dia se divertia con Paul de Genova respirando el gas hidrógeno puro. Lo aspiraba con facilidad y no sentia que le produjese ningun efecto sensible cuando entraba en sus pulmones y cuando salia. Pero despues de haber tomado una grande cantidad, quiso hablar y fué sorprendido del sonido de su voz que se volvió débil, gañidora, voz cinglera ó chillona y de un modo alarmante. Paul habiendo hecho el mismo experimento sintió los mismos efectos. Fenómeno que no sucede con la respiracion de ninguno de los otros gases.

DE LA ANALISIS Y DE LA SINTESIS DEL AGUA.

Despues de conocidas las propiedades esenciales del hidrógeno, nos ocuparémos de la analísis y síntesis del agua, y para hacerlo con mas interés darémos una rápida ojeada á los experimentos emprendidos, para llegar á conocer la naturaleza química de este fluido.

Boyle, Margraff, y varios químicos en los siglos XVII y

XVIII, habiendo obtenido un residuo terroso de una misma cantidad de agua repetidas veces destilada, concluyeron que este líquido se convertia en tierra. Eller moliendo el agua en un almirez de vidrio, recogió tambien una materia térrea, lo que le indujo á pensar de la misma manera. Lavoisier demostró en 1770 que la tierra obtenida por estos dos físicos, provenia en el primer caso de la substancia propia de los vasos de vidrio, que el agua habia disuelto por la prolongada evullicion, y en el segundo caso del degaste del almirez. Habiendo mantenido por espacio de tres meses y medio á la temperatura de 85 grados el agua dentro de un vaso de vidrio cerrado, reconoció que este vaso habia perdido un peso igual al que pesaban juntos la tierra mezclada con el agua, y las substancias que esta dejó cuando se evaporó hasta sequedad.

Scheele químico sueco, nacido en Stralsund en 9 de diciembre de 1742, hizo en un laboratorio de farmacia con solo dos redomas y algunos tubos, mas descubrimientos que todos los químicos de su tiempo, y parece fue el primero que se ocupó en determinar la naturaleza de los productos de la combustion del gas hidrógeno, y reconoció que este gas ardía mezclado con el oxígeno, que se unía con él, y que el resultado de esta reaccion se debia al calórico.

En 1776 Macquer y Sigaut de Lafond profesores de química y de física en Paris, inflamando el hidrógeno al contacto del aire, observaron que interponiendo en su llama una salbilla de porcelana blanca no se depositaba sobre ella ninguna substancia carbonosa, pero sí unas gotitas de un líquido claro que reconocieron ser el agua pura.

En el mes de agosto de 1777 Lavoisier y Bucquet ignorando el experimento de los químicos precedentes, hicieron detonar una mezcla de hidrógeno y oxígeno para determinar su producto. Bucquet juzgaba que debia formarse ácido carbónico, Lavoisier al contrario ácido sulfúrico ó sulfuroso, y visto su error no supieron determinar la substancia que se habia formado.

Al principio del año 1781 Warltire repitió un experi-

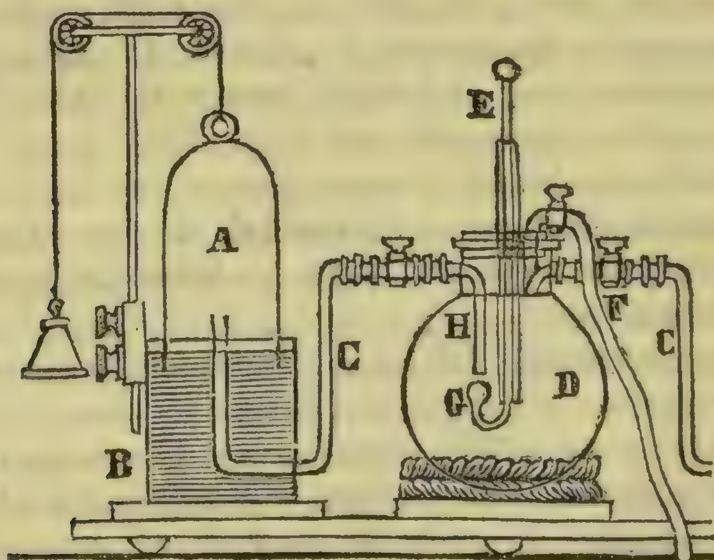
mento de Priestley que consistia en inflamar dentro un vaso de cobre una mezcla de estos dos gases, y observó, que despues de la combustion resultaba una pérdida de peso muy notable. Priestley trabajando con un vaso de vidrio cerrado, vió que las paredes de este se humedecian y se cubrian de una especie de hollin, lo que lo atribuyó á la presencia del azoe empleado para recibir los gases.

Enrry Cavendish habiendo tenido noticia de estos experimentos los imitó en el verano de 1781. Hizo detonar una mezcla de 32 quilógramos 375 gramas de gas hidrógeno, y de cerca de $2\frac{1}{2}$ veces de esta misma cantidad de aire atmosférico, y recojió 8 gramas 740 miligramas de agua pura. Habiendo inflamado en otro experimento una semejante mezcla compuesta de un quilógramo 262 gramas de gas oxígeno, y de 2 quilógramos 395 gramas de gas hidrógeno, obtuvo 1 grama y 942 miligramas de agua, que contenia un poco de ácido nítrico. No dudando ya que el agua no fué el producto de estas combustiones, Cavendish se atrevió el primero á afirmar, que el agua no era un cuerpo simple, como se habia juzgado hasta entonces, y sí un compuesto de hidrógeno y oxígeno. Es pues á este célebre químico al que se debe el honor del descubrimiento de la naturaleza compuesta del agua. Watt puede tambien participar de este honor, porque parece que habia deducido los mismos resultados que Cavendish de los experimentos de Priestley y de Warltire, pero no habia jamás manifestado su opinion.

Mientras se practicaban estos experimentos en Inglaterra, Lavoisier seguia en Francia sus investigaciones, y en el invierno de 1781 á 1782 asociado con Gingembre, verificó muchas detonaciones de oxígeno é hidrógeno dentro de vasos que contenian un poco de agua de cal, sin que pudiese conseguir el reconocer la naturaleza de su producto. Muy sorprendidos de semejante resultado, Lavoisier se valió despues de aparatos mas complicados, con el fin de poder mantener la combustion de los gases todo el tiempo que desease, reemplazando estos á medida que se consumian.

Este experimento fué hecho el 24 de junio de 1783 por Lavoisier y Laplace en prescencia de Leroy, Vandermonde y muchos otros académicos, entre los cuales se hallaba accidentalmente Blagden, secretario de la real sociedad de Londres, quien les manifestó que Cavendish habia obtenido el agua con un experimento semejante. El resultado del ensayo de Lavoisier y Laplace dió 19 gramas 17 centígramas de agua pura, de suerte que infirieron de esto ser el agua un compuesto de oxígeno é hidrógeno.

Monge que despues fué uno de los fundadores de la escuela Polytécnica, y uno de los mas ilustres sabios de la expedicion de Egipto, despues de algun tiempo repitió este hermoso experimento en el laboratorio de la ciudad de Mezieres con igual resultado. Lavoisier y Meunier lo repitieron de nuevo en grande, sirviéndose de este aparato para manifestar con toda la evidencia el resultado sintético que el primero habia publicado, reconociendo que se necesitaban 85 partes en peso de oxígeno, y 15 partes de hidrógeno para obtener 100 partes de agua.



A, Grande campana ó gasómetro lleno de hidrógeno sumergido dentro un cubo de cobre lleno de agua. *B*, un gasómetro semejante lleno de oxìgeno, está colocado al otro lado, pero no está representado en la figura. Estos gasómetros tienen un contrapeso para que se eleven por sì solos cuando se les introduce el gas. *CC*, Tubos con llaves destinados á conducir los gases de los gasómetros dentro una

grande esfera de cristal. *D*, Para practicar el experimento se empieza á formar el vacío en la esfera por medio del tubo *F*, que se enrosca sobre el platillo de una máquina neumática, y se le introduce en seguida el gas oxigeno. Por medio de una máquina eléctrica que se pone en comunicacion con la varita de laton *E*, cuyas estremidades terminan en esfera, y que está encerrada dentro de un tubo de vidrio, se establece una corriente de chispas eléctricas que vienen á estallar entre la esfera *G*, y la estremidad *H* del tubo que despide el gas hidrógeno Estas chispas inflaman el hidrógeno que sale del tubo *H*, por una abertura muy pequeña. El agua que resulta de la combustion del hidrógeno, en medio del gas oxígeno, de repente se condensa en gotitas pegadas en las paredes de la esfera, al cabo de una ó dos horas su cantidad escede á una quincena de gramas.

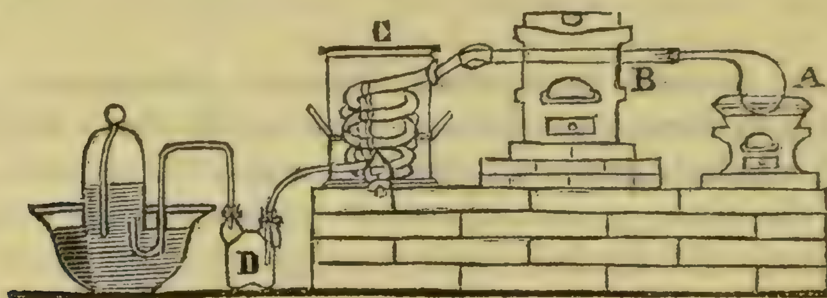
Meunier inventó un aparato diferente del anterior para manifestar la formacion del agua por medio de la combustion del alcohol, quemando 489 gramas 51 centígramas de espíritu de vino, y sus vapores condensados exactamente por un serpentin ó tubo, le dieron cerca de 521 gramas de agua. Esta operacion repetida muchísimas veces por Lavoisier, parece que causó segun él dice mas impresion á un grande número de personas que ninguna otra.

Hasta entonces se habia obtenido el agua, pero nadie habia probado ensayar por medio de la analísis, que esta era su verdadera composicion, esto es lo que emprendieron Lavoisier y Meunier en los primeros meses de 1784. Hicieron pasar el vapor del agua sobre virutas de hierro relucientes, colocadas dentro de un tubo de porcelana incandescente y en comunicacion con una campana destinada á recibir los gases. Por este procedimiento el agua reducida en vapores, se descompuso á medida que tocaba al hierro enrojecido; el hidrógeno se recogió bajo la campana, y el oxígeno se fijó sobre el metal, como lo demostraron la aumentacion del peso y la particular alteracion que experimentó. Cuando el hierro se sacó del tubo se halló empañado, cubierto de una capa negruzca fácil de reducirse en polvo; en una palabra al estado de óxido negro, precisamente igual al que fue quemado en el gas oxígeno.

En el experimento de estos dos químicos 5 gramas 32 centígramas de agua fueron descompuestos, las 4 gramas 505 miligramas de oxígeno se unieron con el hierro para

convertirlo en el estado de óxido negro, al paso que se desprendieron 795 miligramas de gas hidrógeno puro. Con esto llegaron á afirmar lo que la síntesis les habia demostrado, con respecto á las proporciones de los dos principios constitutivos del agua.

Véase la figura del aparato, un tanto modificada, de Lavoisier y Meunier, y que se emplea en los cursos de química para el analísis del agua.



A Retorta de vidrio conteniendo agua destilada. *B*. Tubo de porcelana colocado transversalmente en un horno conteniendo las virutas de hierro que deben descomponer el agua. *C* Serpentin que comunica con el tubo *B* destinado á condensar el agua que pasa sin descomponerse; esta agua condensada se recoge en la botella *D*, que tiene un tubo encorbado para conducir el gas hidrógeno dentro la campana, colocada sobre un baño de mercurio ó de agua. Cuando se quiere practicar la operacion se empieza para poner incandescente el tubo donde se halla el hierro, despues se calienta el agua de la retorta, para hacerla pasar en vapores por medio del metal, el que la descompone absorviendo su oxìgeno, y dejando libre el hidrógeno que pasa á reunirse dentro de la campana.

Prevalecieron las ideas de Cavendish y Lavoisier acerca de la composicion del agua, á pesar de la viva oposicion que tuvieron por los químicos contemporáneos. Una opinion tan opuesta á la que estaban acostumbrados desde tantos siglos de haberlo considerado como una verdad incontestable, no es estraño que le sorprendiese. No obstante no habiendola contradicho ningun hecho, y habiendo los experimentos indicados mas arriba, dado siempre los mismos resultados, poco á poco cesaron las objeciones, principalmente despues de la grande operacion emprendida en 1790 por Fourcroy, Seguin y Vauquelin. Estos químicos practicaron la recomposicion del agua con el grande aparato de

Lavoisier, tomando todas las precauciones imaginables. El experimento se empezó el miércoles 13 de mayo y se concluyó el viernes 22 del mismo mes. La combustion fué sostenida con muy poca interrupcion por espacio de 185 horas. Los que practicaron el experimento no abandonaron un solo momento el aparato, y cuando estaban fatigados se relevaban alternativamente para descansar algunas horas sobre unos colchones dentro del mismo laboratorio. Consumieron 515 litros 36 centilitros de gas hidrógeno, 267 litros 50 centilitros de gas oxígeno, y obtuvieron hasta 384 gramas 82 centígramas de agua perfectamente pura, la que aun se conserva en el museo de historia natural de Paris.

Desde esta época los repetidos experimentos de Hunboldt y Gay-Lussac, los de Berzelius y Dulong han fijado de un modo mas exacto, de lo que pudieron hacerlo los anteriores químicos, las verdaderas relaciones de los dos elementos del agua. Sabemos en el dia que consta en volúmen de 100 de oxígeno y de 200 de hidrógeno, y en peso sobre 100 partes, de 88,91 de oxígeno, y de 11,9 de hidrógeno, y que se llama químicamente Protoxide de hidrógeno.

Esta es en resúmen la historia de los trabajos practicados en el decurso de 60 años, sobre esta grande cuestion acerca de la naturaleza del agua. Puede ser, dice el autor, haya sido pesado en la esplicacion de dicha historia, pero el descubrimiento de Cavendish y Lavoisier ha producido una influencia tan grande acerca los adelantos de la ciencia, que le ha parecido tan curioso como útil el manifestar todo lo que tiene relacion con uno de los hechos mas notables de la química moderna.

Pasemos pues á los usos del agua, ya sea en el estado líquido, ya en el de hielo, ó ya en el de vapor. Todos son conocidos pues, porque á menudo este cuerpo, en alguno de estos estados, se emplea cuando se necesita en la economía doméstica, ó en las operaciones artísticas. Seria fastidioso nombrarlos aquí, pues que repetidas veces á proporcion que adelantarémos el estudio de la química, citarémos los mas interesantes, y nos convencerémos mas y mas que el agua

es un agente universal que produce la mayor parte de las reacciones químicas.

Verémos en el decurso de estas lecciones los diferentes métodos, con los cuales se pueden purificar las aguas, esto es quitarles las substancias que alteran su pureza, y hacerlas potables ó propias para diferentes usos de la vida, lo que seria prematuro el tratarlo ahora.

Leccion sexta.

DEL CARBONO.

SUMARIO.

Identidad del diamante con el carbon.—De las diferentes variedades del carbono.—Del diamante; sus caractéres clásicos, su estraccion, su corte, su precio.—De la plombajina y de sus aplicaciones.—Del antrácito.—De los carbones de tierra; sus caractéres distintivos, sus variedades, su composicion química, sus principales minas.—Del liñito y del azabache.

Los químicos dan el nombre de carbono á un cuerpo simple que existe en el diamante, y que compone casi en totalidad el carbon que se emplea en la economía doméstica. A primera vista parece que semejante proposicion es una paradoja; pero los mas variados experimentos han convencido á los químicos de la perfecta identidad de estos dos cuerpos de un aspecto tan diferente, caracterizados de propiedades físicas tan opuestas. En efecto, el negro de humo ó el carbon, que se obtiene haciendo pasar un aceite esencial cualquiera dentro un tubo de porcelana incandescente, despues de una suficiente calcinacion, da absolutamente el

mismo resultado que el diamante tratado con todos los reactivos que tienen accion sobre él.

Es muy difícil dar una esplicacion que convenza una anomalía tan particular, pero ha sido preciso atribuir la causa en la diferente colocacion simétrica de las moléculas, que debe contribuir á la produccion de las diferencias esteriores que se observan entre estas dos variedades de un mismo cuerpo. Esta suposicion adquiere un grado de verosimilitud cuando se la reune á muchos otros hechos análogos, que manifestarémos mas adelante.

Sea lo que fuere admitirémos como un hecho el mas evidente, que el diamante y el carbon puro son un mismo cuerpo simple, en dos estados diferentes, por cuya razon indistintamente le llamarémos carbono. Asi entre nosotros no habrá distincion entre el mas transparente, el mas puro y el mas brillante de los minerales, y este cuerpo negro, opaco y quebradizo que quemamos todos los dias en nuestras cocinas. Dirémos con el naturalista Haüy, que aquel proverbio «los estremos se tocan», nunca se ha podido aplicar mejor que aquí.

Solo despues de una prolongada série de experimentos, podrá formarse una idea exacta de la naturaleza de estas dos substancias. Los antiguos que conocian el diamante, mirábanlo como una substancia incombustible. Plinio que era el eco de las opiniones de sus contemporáneos, adelantóse en asegurar que este cuerpo triunfaba á los esfuerzos del fuego, y que solo podia ser calentado por sí mismo. Pero ¿cual hubiera sido su admiracion, si cualquiera hubiese hecho quemar á su vista una de estas piedras que creía inaccesibles á la accion del calor? Solo por hacer patente esta propiedad imaginaria, al igual que otra mas verdadera, tal es la extremada dureza del diamante, se le dió el nombre de *adamás* que en lengua griega significa indomable.

La suma analojía que guarda el diamante con las demas piedras preciosas ó gemmas, hizo que químicamente se mirase como estas. Boylé fué el primero que sometió las piedras preciosas á la accion del fuego, pretendia que muchas

de ellas, y particularmente el diamante, exhalaban en esta operacion unos vapores acres muy abundantes. Esta asercion quimérica fue útil en algunos casos, así es que á últimos del siglo XVII hicieron concebir vanas ideas que dieron margen á muchos experimentos.

Cosme III, gran duque de Toscana, mandó verificar unos ensayos en Florencia por los célebres Averani y Targioni, miembros de la academia del Cimento en los años 1694 y 1695. El diamante colocado al hornillo de un espejo ardiente, desapareció despues de cierto tiempo sin dejar residuo alguno. Mucho tiempo despues, Francisco Etienne de Lorraine fué hecho gran duque de Toscana, y finalmente con el nombre de Francisco I Emperador, hizo en Viena una nueva série de experimentos con este cuerpo repitiendo igualmente su combustion completa por medio de hornos ordinarios. Estos experimentos fueron repetidos de varios modos por D' Arcet padre, Rouelle, Macquer, Roux, Cadet, Lavoisier, Mitouart, desde 1766 hasta 1772: todos reconocieron que el diamante era indestructible por la accion del fuego mas vehemente, cuando se hallaba perfectamente garantido por el contacto del aire, mientras que se disipaba del todo, cuando se calentaba al contacto de este fluído.

Algunos años despues, Lavoisier afirmó que por su combustion dentro vasos cerrados, el diamante producia ácido carbónico, y que lo mismo sucedia con el carbon vegetal, y dedujo la consecuencia que el diamante debia contener el mismo principio combustible que el carbono. Despues ha manifestado perfectamente que el diamante es un carbono puro, que consume en su combustion la misma cantidad de gas oxígeno que el carbon puro, tomado bajo el mismo peso, y que produce una cantidad igual de ácido carbónico, cuyo peso representa exactameute al del oxígeno y al del diamante ó del carbon. Este resultado debe desvanecr todas las incertidumbres sobre la identidad absoluta de estas dos substancias.

Es muy notable que mucho tiempo antes que se hubiese

pensado á sujetar el diamante á la prueba del fuego, el genio de Newton le habia hecho entrever, que este cuerpo debia ser eminentemente combustible. Las consideraciones deducidas de las propiedades opticas que él presenta, habian solamente conducido al ilustre inglés á emitir una idea tan verdadera, que fué ignorada del mundo sabio hasta 1792, esto es, mucho tiempo despues que fueron conocidas las propiedades combustibles del diamante.

El carbono es el elemento mas abundante esparcido en la naturaleza. Al estado de diamante, esto es, puro y cristalizado, existe en el seno ó mas bien en la superficie de la tierra en cierto número de terrenos. Unido con algunas centésimas de substancias estrañas, compone los minerales llamados con los nombres de Antracito, de Plombajina, y manchado con una muy grande cantidad de impurezas y de betun compone la hulla ó carbon de tierra, como tambien los liñites ó carbones de madera fósiles, que se hallan en depósitos muy considerables en muchos paises. Combinado con otros elementos el carbono, aun es mas comun. En efecto es uno de los principios constitutivos de las substancias orgánicas tanto vejetales como animales. Entra igualmente en la composicion del ácido carbónico, y en la del hidrógeno carbonado, gas que como verémos luego se halla en un grande número de circunstancias naturales.

Examinemos rápidamente cada uno de los diferentes estados con que se presenta este tan curioso elemento.

I. DEL DIAMANTE.

El diamante es un cuerpo vidrioso, transparente, sin olor ni sabor, ordinariamente sin color, si bien que muchas veces presenta algunos tintes amarillos, azules, verdes, obscuros ó rosados, mas ó menos hermosos. Lapidado y en bruto, posee una brillantez vivísima, muy parecida á la de los metales, y un tacto al parecer algo craso ó untoso. Este brillo le es caracteristico, y los mineralojistas alemanes le llaman brillo adamantino. La luz que le traspasa sufre una

refraccion mayor que en cualquier otro cuerpo transparente.

Por estas dos propiedades ópticas que posee, se le ha hecho mas apreciado que todas las demas piedras preciosas, y preferida por las damas y los lapidarios. Estas propiedades son principalmente realzadas por el corte que ha sufrido, y por el número de caras pulimentadas que presenta.

Su carácter principal consiste en una dureza en el mayor grado, que raya todos los cuerpos, y no es rayado por ninguno. Resiste á la lima y no puede ser gastado sino por su propio polvo. Por esta grande dureza se emplea para formar los ejes de las piezas delicadas de relojeria, para pulir las piedras finas y para cortar el cristal. Los vidrieros usan con este objeto el diamante cristalizado en aristas curbilíneas ó curbas, y le llaman diamante de la naturaleza. Para esto pegan con el estaño un diamante bruto al estremo de un pequeño mango de box, de modo que quede desnuda y adelante una de sus aristas curbas que le son naturales, y el mango tiene una cara paralela á esta arista, y conduciendo á esta cara á lo largo de una regla, la arista resbala paralelamente sobre el vidrio y le corta.

Se atribuye mas á su figura que á su dureza la utilidad del diamante en este caso. En efecto los diamantes lapidados con aristas muy vivas, solo rayan el vidrio sin cortarle, pero todas las substancias susceptibles de rayarlo, tienen la propiedad de rajarlo, cuando son cortados de tal modo que presenten sus caras encorbadas y sus aristas curbilíneas. Parece que por medio de ésta forma, el ángulo entra en la raya producido por el frote, y separa las partes una de otra del mismo modo que lo produciría una cuña.

Los diamantes solo se hallan en dos partes del globo muy distantes la una de la otra, en el Brasil y en las Indias orien tales, pero los terrenos que los contienen presentan una anología muy marcada. Estos son terrenos de transporte ó de arenas, entre los cuales se hallan con el diamante otras piedras preciosas, pajitas de oro y de platino. Los diamantes se hallan ordinariamente cubiertos con una capa terrea mas ó menos adherente, que impide su descubrimiento antes

que hayan sido lavados, y son ó cristalizados ó en granos mal redondeados.

Las minas de la India son conocidas desde muchísimos años, pero no han sido esplotadas regularmente sino de tres siglos á esta parte. Los terrenos diamantíferos, ó que contienen los diamantes son en el Decan, y en Bengala. Las minas de Golconde son muy célebres, y ocupaban ya en 1622, 3000 obreros.

Las minas del Brasil descubiertas al principio del siglo XVII, existen principalmente en la provincia de Minas Geraes, y surten actualmente de diamantes á todo el comercio. Llegan á Europa de 25 á 30,000 quilates en sucio por año, es decir de 5 á 6 quilógramos, que se reducen por la lapidacion á 8 ó 900 quilates (á 160 ó 180 gramas).

La estraccion del diamante se practica por un medio muy sencillo. En la India se lava la arena que contiene esta substancia preciosa, para separarle la mayor parte de las materias térreas. El residuo es en seguida extendido sobre una era bien despejada, donde hombres desnudos buscan los diamantes á la mejor hora de sol, y con la vijilancia de inspectores. En el Brasil la locion de las tierras se hace bajo cubiertos, sobre un plano inclinado, dividido en su longitud con muchos repartimientos ó cajas, dentro cada una de las cuales hay un negro. Una corriente de agua dirigida hácia la parte superior donde se halla un monton de aquella tierra donde cada trabajador hace caer sucesivamente y por partes para lavarlas bien, y buscar en seguida en la arena gruesa que queda, los diamantes que puedan hallarse. A lo alto del taller se hallan los inspectores sentados en sillas elevadas. Luego que un negro ha hallado un diamante lo advierte con una palmada, y lo entrega á uno de los inspectores, quien lo pesa y lo nota. El que halla un diamante del peso de $17\frac{1}{2}$ quilates (cerca de $3\frac{1}{2}$ gramas) se le pone en libertad con mucha pompa.

Parece que en las Indias el hallazgo del diamante es casi libre, y solamente hay impuesto un derecho por los gefes de comarca donde se halla. En el Brasil está reservado pa-

ra el gobierno, donde se hace un considerable contrabando.

Los antiguos ignorando el arte de lapidar el diamante lo usaban en estado bruto. Los diamantes con su pulimento natural, se llamaban diamantes brutos ingenuos: los que se presentaban naturalmente con una figura piramidal, se llamaban apuntados sencillos y los engastaban de manera que presentasen esta punta en la parte superior, y eran muy buscados.

Se debe á la casualidad el descubrimiento de lapidar el diamante. Un jóven de Bruges de calidad noble, llamado Luis de Berquem, habiendo observado en 1576 que dos diamantes fuertemente frotados el uno contra el otro se gastaban mutuamente y se reducian á polvo, y aprovechando esta importante observacion creó el arte de lapidar, tal como se practica en el dia á corta diferencia. Se lapída por medio de un plato horizontal de acero muy dulce, cubierto con polvo de diamante desleído en aceite, y contra el cual se apoya cuando rueda rápidamente el diamante que se quiere lapidar. Cuando una de sus caras es gastada se le cambia de posicion y asi sucesivamente.

El diamante lapidado posee en un grado mucho mayor que el diamante bruto, el poder refringente y la propiedad de dividir al infinito los manojos luminosos, en razon de las multiplicadas facetas que le cubren, haciendo seguir á la luz un mayor número de direcciones. Pero el modo como estas facetas estan dispuestas influye mucho tambien acerca la intensidad del brillo, que esta hermosa piedra despide. Solo existen en el dia dos procedimientos para lapidar, el uno inventado de 200 años á esta parte, que se llama lapidar en rosa, y solo se emplea para las piedras de poco espesor, y el otro que el cardenal Mazarin hizo practicar por primera vez con doce diamantes conservados entre las pedrerias de la corona, con el nombre de 12 Mazarines, se llama lapidado en brillante, y recibe este nombre cuando presenta encima una faceta llamada tabla, rodeada de muchas facetas oblicuas, y diamante rosa cuando el sobre está lapidado en piramide sin tabla.

Hay diamantes que no se dejan labrar, y se les llama diamantes de naturaleza, y se emplean reducidos á polvo para lapidar, ó bien se venden á los vidrieros.

Por las dificultades que presenta el lapidar, por la pérdida que de ello resulta, y tambien por los considerables gastos que encierra la explotacion de las minas, el precio de los diamantes es generalmente muy subido, y varía segun la limpieza, la magnitud y especie de labrado que presentan.

Los diamantes en bruto que son colorados ó manchados, y que se guardan para reducir á *polvo*, valen de 30 á 36 francos el quilate en Francia. Se da este nombre en el comercio de joyeria, á la unidad de peso por los diamantes y el oro. El *quilate*, que es un peso imaginario, pesa cuatro granos, mas cortos que los del peso de marco, y equivalen á 0, 20275 de grama los diamantes que son susceptibles de ser labrados; se venden á razon de 48 francos el quilate (230 francos la grama) cuando no exceden de este peso; pero siendo mayores se les valua por el cuadrado de su peso multiplicado por 48; así el precio de un diamante en bruto de 2 quilates es igual á 2 + 2 + 48 = 192 francos. En cuanto al diamante lapidado, su precio que es mucho mas subido, varía de un modo singular. Los diamantes labrados en brillante valen mucho mas que los labrados en rosa. El quilate de estos se paga desde 60 á 80 francos hasta 125, y aun mas. En cuanto á los brillantes, el precio se aumenta considerablemente con su magnitud. El quilate generalmente cuesta de 216, á 240 francos y á veces llega á 288, cuando es muy superior.

La magnitud de los diamantes generalmente poco considerable, casi siempre no exceden del peso de un quilate. Los que pesan mas son raros, como los de 5 á 6 quilates y los de 12 á 20, etc. Solo se conocen algunos que pasan de 100 quilates. Casi todos los grandes diamantes llamados *diamantes perfectos*, se han encontrado en las minas de la India. Se citan como objetos de curiosidad los diamantes siguientes.

El diamante de mayor magnitud conocido, pertenece al

Rey de Matun en Borneo, y pesa 300 quilates á lo menos, ó mas de 64 gramas. El del Emperador del Mogol, hallado en Golconde el año de 1550, pesa cerca 279 quilates y medio; su magnitud es á corta diferencia como la mitad de un huevo de gallina. Se dice que pesaba 900 quilates en bruto antes de ser lapidado en rosa. Tavernier lo estimó en 11723278 francos, y habria valido muchísimo mas sino hubiese tenido un corto defecto que le deslucía.

El diamante del Emperador de Rusia pesa 193 quilates, es de la magnitud de un pequeño huevo de paloma: formó en otro tiempo uno de los ojos del famoso ídolo de Scheringan, en el templo de Brama. Un granadero francés del batallon de la India, habiendo desertado y pasado al servicio de Malabar, halló medio de arrancar este precioso ojo de la Pagoda ó templo de la India oriental y de salvarse á Madrás: vendió su diamante á un capitan de navío en 50000 francos, este lo cedió á un judio por 300000 francos, quien lo dió por una suma mucho mayor á un mercader griego, y finalmente este lo vendió en el año de 1772 á la emperatriz Catalina al contante, por la suma de 2500000 francos y ademas 10000 francos de pension vitalicia. Tiene unas hermosas aguas, es muy limpio pero tiene mala figura.

El del Emperador de Austria pesa 139½ quilates, y su precio está valorado á 2608335 francos.

El mejor diamante que hasta el dia se ha hallado por su hermosa figura y su perfecta limpieza, es el conocido por los joyeros de la corona de Francia con el nombre de Pitt ó el Rejente. Fué comprado durante la menor edad de Luis XV por el Duque de Orleans rejente, á un inglés llamado Pitt que lo trajo de la India, por la suma de 2500000 francos y vale el doble: pesa 136 quilates y 3/4, está lapidado en brillante. Antes de lapidarlo pesaba 410 quilates, y se han empleado dos años de trabajo.

El diamante de mayor magnitud que se ha hallado en las minas del Brasil es el que posee el rey de Portugal, solo pesa 95 quilates. No ha sido lapidado y tiene la figura de un octaedro natural.

II. DE LA PLOMBAJINA.

La PLOMBAJINA llamada tambien *grafito*, *mina de plomo*, lapiz negro, es una variedad del carbon mas ó menos impuro, que se presenta en masas informes de un color gris negruzco, con un brillo metálico, que mancha el papel ó los dedos en un gris metálico aplomado, y tiene una superficie lisa, crasa y untuosa. Esta sustancia completamente opaca se deja cortar facilmente por el cuchillo. Pertenece esclusivamente á los terrenos de antigua formacion, se halla principalmente en Passaw, en Baviera, en el Piamonte, en los Pirineos, y en Inglaterra.

Se ha considerado por mucho tiempo como un compuesto de carbon y de hierro, y se le ha llamado *cerbureto de hierro*, pero en el dia está demostrado que es una variedad del carbono, alterada por una mezcla accidental de tierras que contienen hierro. La plombajina de Barreros en el Brasil carece de ella, la Borowdale una de las menos impuras contiene, cerca de un 15/100 de substancias terreas.

La plombajina presta grandes servicios á las artes. Reducida á polvo fino y desleído con aceite, se aplica sobre las piezas de hierro fundido y batido para darle un color gris de plomo, y evitar que no se cubran de orin. Amasada con cuatro partes de grasa compone una pasta que se emplea para suavizar el frote de los ejes de los coches y demas partes de las máquinas, los embulos de las bombas, los muñones en los cañones de artilleria, etc.; se emplea tambien mezclandola con arcilla para la fabricacion de excelentes crisoles refractarios, para los fundidores de cobre. Con el nombre de *plomo de mar* sirve para barnizar los perdigones, puesto en los toneles que se emplean para redondearlos.

La propiedad que posee la plombajina de dejar sobre el papel una señal gris y lustrosa, ha dado lugar de aplicarla de muchos años á esta parte para la fabricacion de los lápizes conocidos con el nombre de *mina de plomo de capuchino*. Los mejores son los construidos con la plombajina de Cum-

berland por ser muy suave, pura y fina. Se prepara muy sencillamente dividiendo esta substancia por medio de una sierra en pequeñas barillas que luego se engastan dentro de una madera. Conté llegó en 1795 á construir excelentes lapizeros mezclando la plombajina reducida á polvo muy fino y arcilla bien dividida, formando una pasta y amoldandola dentro de una especie de estuche de madera de cedro, por medio de una máquina construida al intento. Esta máquina divide á lo largo un pequeño cilindro de madera, y corta al medio un surco cuadrado de un calibre igual al lápiz donde este se pega con goma. Se le ajusta en seguida el medio cilindro que se le habia quitado, y queda un cilindro completo, cuyo eje es de plombajina, estos lapizeros son muy comunes en el comercio, bajo el nombre de lapizeros-Conté. Tambien se construyen de una pasta formada de los polvos de esta substancia con goma ó cola. Los lapizeros de plombajina escasamente se emplean para el dibujo de figuras, porque dejan un reflejo brillante que es perjudicial á los efectos.

Poco tiempo hace, el Inglés M. Hébert tuvo la feliz idea de sustituir al aceite empleado para suavizar los roces de las piezas de relojeria la plombajina en polvo impalpable y muy pura, por razon de que con el tiempo inspisandose producia un desarreglo en las máquinas mas bien construidas. Ademas, el tiempo no altera sus calidades y toma de repente un pulimento y una brillantez, que solo el diamante le supera, de suerte que los efectos del roce y los de desgaste se reducen casi á nada.

III. DEL ANTRACITO.

El ANTRACITO es una substancia negra de un brillo metaloide bastante vivo, opaco, quebradizo, seco al tacto, que tizna los dedos de un negro intenso y deja sobre el papel una señal negra mate. Se halla siempre en masas compactas irregulares en los terrenos de formacion antigua. Esta variedad de carbono es bastante rara; los paises donde se hallan

capas de Antracitos son principalmente los Alpes, la Saboya, Sajonia, la Bohemia, la Inglaterra, los Estados unidos, etc.

Es un carbon tan puro como la Plombajina, ordinariamente mezclado con algunas substancias terreas, desde 2 hasta 10 por 100. Solo se usa como combustible en las fundiciones, en las ferrerías ú hornos de vidrio, donde es necesario un fuego fuerte, porque no puede arder sino en grandes masas. Es muy dificil de arder por su mucha densidad y porque carecen de betun, pero una vez está encendido produce un calor muy fuerte, y sirve con mucha ventaja á los usos dichos. Pulverizado y unido á la hulla con un poco de arcilla se emplea para la construccion de ladrillos y caños economicos para colocar en el fondo de las chimeneas.

IV. DE LA HULLA.

Se ha dado el nombre de HULLA, derivado de la voz sajona Hulla, á una substancia carbonosa que se halla en masas bastante considerables en el interior de la tierra, y consta esencialmente de carbono y de betun, unidos á cierta cantidad variable de substancias terreas.

Es el combustible mas abundante y mas precioso, porque permite al hombre economizar los bosques que nacen á la superficie del suelo, y de suplir á la lentitud de su crecimiento. Es la base de todas las industrias que necesitan emplear mucho calor, es un manantial inagotable de riqueza por los pueblos que poseen minas de esta substancia, que jeneralmente se llama *carbon de piedra, carbon de tierra, carbon mineral y carbon fósil.*

Los Ingleses han sido los primeros en utilizarla como combustible, y su suelo está cubierto de inmensos depósitos de ella. Segun Wallis autor de una historia de Northumberland, las minas de carbon del norte de Inglaterra habian sido ya explotadas por los romanos cuando estaban en posesion de esta isla. Este pueblo industrioso reconoció muy anticipadamente como sabemos, las infinitas ventajas que po-

dia sacar del uso de esta substancia, el que habiéndose jeneralizado, todos los dias ha conseguido grandes adelantos en las artes industriales, y los admirables resultados de la fuerza de 400000 caballos representados por sus máquinas de vapor, y finalmente el alto grado de prosperidad de que goza.

La hulla ademas de poder reemplazar la leña en casi todos sus usos, tiene la ventaja de dar á peso igual un calor mucho mas fuerte, por cuya razon se prefiere en muchísimos casos. No solamente es utilísima como substancia calorífica, si que tambien lo es para la reduccion de los minerales metálicos, como en efecto se puede obtener con ella y poquísimo coste la fundicion del hierro y demas piezas de hierro batido, que componen todos los utensilios de las fábricas. Con ella se obtiene un gas, cuya brillante claridad ha producido una completa revolucion en el alumbrado.

La hulla se halla en pedazos mas ó menos voluminosos en figura indeterminada, que generalmente parece un conjunto de hojas sobrepuestas de una testura esquitosa. Estos son en general de un hermoso color negro, casi siempre reluciente, algunas veces su superficie está adornada con colores los mas vivos y mas variados. Son quebradizos y poco duros, pero jamas tan blandos que puedan rayarse con la uña, su polvo es negro ó de un obscuro muy intenso. Se enciende con bastante facilidad y arde con una llama blanco amarillenta, acompañada de un humo negro, esparciendo un olor particular bituminoso, de un gusto insípido pero no desagradable. La llama dura mas ó menos tiempo segun la naturaleza de aquella, y cuando la llama ha desaparecido queda un carbon incandescente llamado coac que continua ardiendo si la temperatura del hogar es suficientemente elevada. Por fin se reduce la hulla en una ceniza gris mezclada con escorias, que algunas veces es muy abundante dando á lo menos un 3 por 100. Se llaman generalmente *caga fierro* las escorias vidriosas que quedan con las cenizas del residuo de la combustion del coac ó del carbon de piedra.

Las variedades de hulla, que son muy numerosas durante su combustion, no presentan el mismo aspecto; las unas se reblandecen y se redondean sobre sus ángulos, ó bien se funden completamente y entonces se hinchan mucho, las otras no pierden su figura, ó se yenden, ó se deshojan, pero sin reblandecerse. Sujetas á la destilacion en vasos cerrados, las unas dan por residuo un coac entumecido, otros fritado ó coagulado, y finalmente otras un coac pulverilento.

Todas las variedades de hulla pueden reducirse para la práctica á tres principales, á saber; *crasa, seca* y *compacta*. La *hulla crasa* llamada vulgarmente *carbon de tierra fosible, carbon de forga* ó *de herrador*, comprende las variedades mas combustibles, las que se encienden facilmente dando una llama larga y blanca con mucho ollin, y que hinchandose mas ó menos, y aglutinándose en una masa pastosa su coac queda entumecido. Estos caractéres dependen en gran parte de la abundancia de betun que contienen.

La propiedad de aglutinarse, y de fundirse hace estas hullas de un uso incómodo en las rejillas de los hornos, y de los hornillos domésticos, porque es menester amenudo romper los pedazos medio fundidos y pegados juntos, para dar entrada al aire y evitar que cese la combustion. Por otra parte son muy á propósito para las fraguas, porque dan un calor pronto y fuerte, que se conserva bajo unas especies de arcos que producen hichandose cuyas bóvedas no se aplastan cuando se saca el hierro para forjarlo y cuando se le vuelve al fuego. Todos los operarios que trabajan el hierro, los cerrajeros, los herreros, etc., prefieren con razon esta variedad de hulla. Es tambien á propósito para la fabricacion del gas, porque lo dá con mucha mas abundancia que las *hullas secas*, y por que deja un coac voluminoso que se vende por medidas, finalmente sirve con mucha ventaja para ensayar los minerales de hierro. Se hallan minas de esta variedad en Saint-Etiene, y varios otros puntos de Francia, en la Bélgica, en Inglaterra, en Scocia, etc., etc.

La *hulla seca* llamada tambien *hulla infusible* y *carbon*

de enrrejados, mucho menos combustible que el anterior en razon de la menor cantidad de betun que contiene, es menos negra, mas compacta, mas pesada, menos quebradiza, mas dificil de encender, arde sin hincharse, aglutinarse ni fundirse, despide una llama azulada y un humo fétido y sulfuroso por la grande cantidad de piritas que contiene dando mas cenizas. Esta clase de hulla que se halla casi siempre en terrenos calizos, al paso que la anterior se halla esclusivamente en terrenos esquitosos, es la que mejor conviene para el uso de los hornos porque no reververando fuertemente el calor sobre el enrejado como la anterior, lo arroja fuera del hogar sobre los objetos que se quieren calentar. Se escoge con preferencia para calentar los aposentos, en los hornos de alfareria, de cal, de yeso, etc. Hay hullas secas que dan un coac fritado, esto es, que sus pedazos son aglomerados entre sí, de suerte que los pequeños no pasan al través del enrejado, cuya propiedad la hace preferible en las fábricas. Otras variedades de hullas secas dan un *coac pulverilento* tal como la hulla de Fresnes que los cerbeceros emplean con preferencia debajo sus estufas, porque contiene muy poco betun y arde sin humo. Estas hullas se hallan con abundancia en Marsella y varios puntos de Francia, en Inglaterra, en la Béljica, etc.

Finalmente con el nombre de *hulla compacta*, se distingue una especie mucho mas escasa que las anteriores, y solo se halla en cantidades mayores en Lancashire, en Wigan, en Inglaterra, etc., donde la llaman *candel-cual* ó carbon de candela, porque es muy combustible y arde con una llama blanca prolongada y brillante. Da abundancia de gas por la destilacion, y es casi toda empleada con este objeto, y apesar que despide menos calor que las otras especies como deja pocas cenizas, es escogida para calentar los aposentos. Toma un hermoso pulimento y un color negro intenso, y como es bastante dura para trabajarse al torno, se emplea para la construccion de vasos, tinteros, cajas de tabaco, de polvo y otros objetos de adorno, y es mas ligera que las anteriores.

La composicion de las hullas es muy vária, en la práctica basta conocer las cantidades de cenizas y de substancias volátiles, que producen despues de su calcinacion. Se manifiesta en las tablas siguientes el estado de la analísis inmediata de algunas hullas de Francia y del Extrangero.

LUGARES DE DONDE SE EXTRAE.	CARBON	CENIZAS.	SUBSTANCIAS VOLATILES
	SOBRE 1000 PARTES.		
HULLAS CRASAS.			
Anzin (Norte)	715	35	250
Creuzot (Saône-et-Loire)	654	34	312
Décize (Nievre)	611	89	300
Rive-de-Gier (Loire)	665	20	315
Bourg-Lastic (Puy-de-Dôme)	771	58	171
Newcastle, Inglaterra	760	54	186
Mons { minas de Dour	715	52	233
Mons { minas de Gade	510	50	440
Wigan, Inglaterra (Candel Coal	524	54	440
HULLAS SECAS.			
Bourg-Lastic (Puy-de-Dôme)	780	55	165
Fresnes, cerca de Valencienas	863	43	94
Lardin, cerca de Souillac (Dordogue).	608	62	330
Blanzy cerca de Creuzot (Saône-et-Loire)	543	61	396
Salins (Jura)	500	130	370
Durham (Inglaterra)	820	50	130
Mons, variedad llamada *Antracita*.	850	23	127
Oviedo (Asturias)	503	80	417
Ombrowa (Silecia alta)	510	40	450

Por razon de esta diferencia de composicion se desprende, que el poder calórifico de las hullas debe ser tambien muy variable. No obstante con respecto á las hullas comunes, y reputadas de buena calidad en las artes, segun Berhtier, existe un término medio á corta diferencia, igual al del carbon de leña fósil, y por consiguiente doble del de leña

seca. Véanse algunos resultados extraidos de la obra de Mr. Berhtier.

Segun Mr. Dolfus en los talleres de Mulhausen la hulla de Rongchamp evapora cinco veces su peso de agua.

En las salinas para evaporar una parte de agua han consumido 0,15 á 0,20 de hulla.

Watt en los cálculos de las máquinas de vapor, para obtener $7\frac{1}{2}$ partes de vapor de agua, ha empleado una parte de hulla de buena calidad.

Segun Black con un aparato bien dispuesto, se han evaporado 8 partes de agua con una de las mejores hullas de Newcastle.

Experimentos hechos en Paris con diferentes especies de hulla con agua hirviendo, han dado $8\frac{1}{2}$ á $10\frac{1}{2}$ partes de vapor por una parte de combustible.

En las vidrierías de botellería, se necesitan dos partes de leña para reemplazar una de hulla.

Con los trabajos metalúrgicos, se ha demostrado que el poder calorífico de la hulla, es al de la leña seca como 15 es á 1, en volúmenes iguales, y como 15 es á 8 en pesos iguales.

El cálculo manifiesta que una hulla de calidad mediana, debe dar bastante calor para elevar de 0 á 100° cerca 60 veces su peso de agua, y segun la esperiencia el resultado es á corta diferencia igual. Hassenfratz ha hecho, á este fin, experimentos directos que le han producido de 57 á 71 por la cantidad de agua elevada de 0 á 100° por una parte de hulla. Estas diferencias dependen de la proporcion de principios combustibles, y de la de las cenizas.

El mejor modo de juzgar la calidad de una hulla en las fábricas, consiste en determinar por el resultado la cantidad de obra que han cocido con el horno de su uso. Así para poner en movimiento las máquinas de vapor es evidente que el carbon mejor será el que se habrá empleado menos en 24 horas. En estos ensayos, es preciso contar con la cantidad de caga-fierro y de cenizas obtenidas, porque en cantidades iguales de resíduo, la hulla que dará menos será pre-

ferible. Tambien es preciso atender á la facilidad con que el operario puede mantener el fuego á la menor cantidad de humo desprendido, etc.

En el curso de física, se enseña como puede valuarse la cantidad de calor desprendido durante la còmbustion de la hulla, y en general de todos los combustibles, á fin de establecer una exacta valoracion de sus calidades respectivas.

La hulla es siempre mas pesada que el agua, pero su densidad varía de 1,16, á 1,60. De ahí resulta que el peso de medida dada, no es siempre igual, los vacíos que deja cuando se mide, que generalmente ascienden del tercio ó de la mitad de la capacidad de la medida, ocasionan á mas variaciones considerables en su peso. Se vende la hulla con diferentes medidas, segun sus usos, pero todos se reducen en Francia al hecto litro, que medido á colmo, pesa cerca 100 quilógramos, ó la carretada que se compone de 15 hecto litros, medidos rasos, ó de 12 hecto litros medidos á colmo. La hulla en gruesos pedazos se vende mas cara, se compra y se venden los 1000 quilógramos el quintal métrico que es de 100. El hecto litro de hulla medido á raso, al estilo de los mercaderes, tiene un peso diferente segun su calidad, pues que varía de 80 á 90 quilógramos. En Paris se cuenta el peso del hecto litro medido así, de 70 á 77 quilógramos.

Cuando se compra la hulla es necesario ponerse de acuerdo con el vendedor, acerca el modo de medirla, porque hay mucha diferencia en el peso del hecto litro, segun se mide, raso ó á colmo. Otra observacion hay no menos útil para el vendedor como para el consumidor, y es que el betun ó el aceite esencial, que forma la parte importante de la substancia combustible de la hulla, sufre grandes pérdidas, segun son los parages aereados ó espuestos al sol. La humedad y el calor deterioran la hulla, porque promueven y determinan una fermentacion y algunas veces resulta la inflamacion de la masa, la separacion de sus partes y la pérdida del aceite bituminoso. Por consiguiente es preciso co-

locar la hulla en almacenes cerrados, secos y frios, precaucion que no atienden la mayor parte de las personas que poseen montones de este combustible.

Las minas de hulla no se hallan en todos los terrenos, y nunca en los mas antiguos ni en los mas modernos; solo se hallan en los que los naturalistas los llaman *terrenos secundarios*, dispuesta en capas mas ó menos horizontales de muy diferente espesor. Se explotan las minas cruzandolas de pozos ó galerías.

Las minas mas numerosas y mas considerables, son las que se hallan en Inglaterra y en Escocia. Está valuada á 75 millones de quintales métricos la cantidad que anualmente se extrae de las islas Británicas, la minas de Newcastle que son las que mas producen, tienen 70000 operarios para su explotacion, y producen cada año 36000000 de quinles métricos de carbon.

Los carbones ingleses despiden una llama viva y voluminosa, y son excelentes para las fábricas que emplean calderas.

En la Bélgica se hacen inmensas explotaciones, las 350 de cerca de Mons, de Liege, de Charleroi: emplean 20000 trabajadores, y producen unos años con otros 12000000 de quintales métricos. Las hullas de la Bélgica y de Inglaterra son idénticas, y mas á propósito para todas las industrias que necesitan grandes llamas, como los tintoreros, los fabricantes de pintados, de blanqueo, de productos químicos y de sosa artificial, de hilados con máquinas de vapor de alta presion, como tambien las funderias de cobre, las refinerias de azúcar, etc.

En el comercio de carbones se distinguen las variedades siguientes entre las hullas de Mons: *herreria fina*, cuyo uso principal es la albeiteria: *carbones duros*, muy á propósito para los hornos de vidrio, para las fundiciones, para los hornos altos de hierro; la *flenu* especialmente escogida para todas las operaciones artísticas, y principalmente para evaporaciones, y sobre todo para las calderas; es tambien empleado para la extraccion del gas. Esta se divide en *cua-*

jado ó *grueso á la mano*, formado de mas gruesos pedazos; en *forja cuajosa*, compuesta de pedazos medianos; en *forja ciscosa*, cuyo volúmen es parecido á las ascuas de los hornos de pan; en *finas forjas* compuestas de la mas fina hulla.

Existen hullerias en Hartz, en Sajonia, en Bohemia, en Austria, Prusia, y en Ungria, y muy pocas en España, en Portugal, Italia y Suecia. No se conocen en Noruega y en Rusia, pero sí se hallan en Siberia, en la China, Japon, en la Nueva Holanda y en América.

En Francia hay 42 departamentos que contienen grandes camas de hulla, entre los cuales hay 236 en explotacion, de las que se extraen anualmente cerca de 20000000 de quintales métricos, cuyo valor en el mismo suelo de las minas, es de 24000000 de francos, que asciende por los consumidores á lo menos á 80000000.

De estos 20000000 de quintales de hulla, casi la mitad se extraen de Saint-Etienne, de Rive-de-Gier y de sus alrededores por medio de 11 máquinas de vapor, 6 hidráulicas, 70 con ruedas ó caballos y con 1400 obreros. La hulla de estos puntos es muy á propósito para las fraguas y hornos altos, para la fundicion del hierro, y para la fabricacion del gas y del coac.

Los comerciantes de carbones subdividen la hulla de Saint-Etienne en tres variedades, á saber; para la *epuracion*, para la *forja*, y *para el horno de las minas de Firmini*.

Otros 3000000, producen las explotaciones del norte, principalmente las minas de Anzin y de Raismes las mas considerables de Francia. Estas ocupan 4500 trabajadores, y emplean 9 máquinas de vapor, y 7 máquinas con caballos para la agotacion de las aguas, y 16 máquinas de rotacion contínua para la extraccion del carbon.

Las hullas de Anzin, se emplean para las fraguas, hornos de cal y de ladrillos. En el comercio se subdividen, en *grueso ó cuajado*, y en *cuajoso* ó *forja cuajosa*.

El restante carbon extraído de las minas de Francia, viene de las de Litry (Calvados), que producen mas de 200000

quintales métricos. y emplean mas de 400 trabajadores.

De Carmeaux (Tarn) que producen 100000 quintales y ocupan 500 trabajadores.

De Creuzot y otras (Saoine-y-Loire) que dan 400000 quintales.

De Champagny y de Ronchamp. *(Haute Saône)*.

De la Loire inferior, que extrae 250000 quintales.

De las embocaduras del Ródano donde emplean 200 trabajadores, y producen 180000 quintales.

Es una desgracia que la Francia no sea tan favorecida como la Inglaterra y la Bélgica, con respecto á las minas de carbon; es poco satisfactorio ver tantos obstáculos oponerse á la mejor explotacion de las minas que posee, y es una fatalidad para las asociaciones industriales, que están lejos de las hullerias, tener que pagar derechos tan subidos para la entrada de hullas estrangeras.

Sin estos obstáculos, la industria tomaria en nuestro pais un vuelo muy rápido, y no se tardaria mucho tiempo sin rivalizar en todos los géneros con los pueblos, que situados en condiciones mas favorables, nos adelantan en este momento en la carrera de la industria y del comercio.

Se ignora todavia el origen de la hulla. Está generalmente admitido en el dia, que estas inmensas masas de combustible que se hallan envueltas dentro las capas pedrosas, y en la superficie del globo, son el producto de una alteracion mas ó menos profunda de diferentes árboles y plantas. Es imposible manifestar en la actualidad, porqué influencias y causas químicas, estas grandes masas vegetales se han convertido en hulla. Las innumerables impresiones de hojas de elecho, de caña, y otras plantas, en las hornagueras que se observan en las esquitas que acompañan la hulla, han conducido á algunos naturalistas á considerar las capas de este carbon como especies de hornagueras mas ó menos dilatadas, formadas por despojos de vegetales, y sobre los cuales otros vegetales como colas de caballo, elechos, cañas han brotado. Otros viendo la regularidad de las capas de hulla, y su alternativa con las substancias de sedimento, las consideran como

formadas por un depósito de substancias vegetales descompuestas, primero en suspension por el agua del mar y despues depositadas al fondo de este líquido.

Finalmente, sea la que fuere la substancia que ha formado la hulla, siempre resulta que las primeras causas de su formacion, en el dia no existen, y que en aquel entonces la atmósfera debia tener una composicion muy diferente de la que tiene ahora. Debia contener una grandísima cantidad de ácido carbónico, y en efecto, ¿como seria posible esplicar, sin la abundancia de este gas en el aire, la vegetacion lozana que cubria la tierra en las primeras edades del mundo y que dió origen á las capas poderosas de este combustible vegetal?

V. DE LA LIÑITA.

En los terrenos mas modernos, que es en donde está situada la hulla, se halla un combustible que á menudo se diferencia muy poco de esta. Como ella resulta de alteraciones espontáneas de substancias vegetales, que por causas poco conocidas, se han convertido la mayor parte en carbon. Este combustible menos puro que la hulla, conserva casi siempre en su figura exterior, el aspecto de la madera de donde dimana, por cuya razon se le ha dado el nombre que recuerda su origen como el de LIÑITO, que es una traduccion del nombre latino madera, y se le llama tambien *madera fósil, madera bituminosa.*

En muchos puntos, como los alrededores de Laon Soissons, en las Ardennas en Suiza, en Thuringe, en Bohemia, etc., se explotan unas masas, mas ó menos considerables de Linito para emplearlas como combustible. Esta substancia carbonosa arde perfectamente, despidiendo una llama prolongada, pero poco ardiente, va acompañada de un humo negro y de un olor particular desagradable. Deja un carbon parecido al cisco, y una ceniza análoga á la de la madera: jamas se hincha cuando arde, y sus pedazos no se adhieren entre sí como los de la hulla.

Una variedad de Liñito, negro, lustroso, y bastante duro para ser trabajado al torno y pulimentado, es muy conocido en el comercio de los joyeros con el nombre de *cayeta* ó *azabache:* desde mucho tiempo se ha empleado para objetos de adorno, como pendientes, collares, botones, cruces, rosarios, etc.; se construyen con ella tambien peras, y granos de diversos tamaños, lapidados sobre una muela de gréda tosca parecida á la de los lapidarios. En el pueblo de Lavastida-sur-Lhers (Ariege) es donde se trabaja en grande este artefacto, y sacan de España todo el azabache que necesitan, pues anteriormente lo sacaban de las minas del pais, que en el dia no se explotan; pero esta fabricacion ya hace unos 15 años ha disminuido extraordinariamente por el capricho de la moda.

Leccion septima.

CONTINUACION DEL CARBONO.

SUMARIO.

De los carbonos extraidos de las substancias orgánicas. — Carbonizacion, carbon vegetal. — Negro de humo, carbon animal. — Negro de marfil-residuo de la combustion del carbon de piedra ó coac. — Propiedades físicas de los carbones, y en particular del carbon de madera. — De las propiedades absorventes desinfectantes y descolorantes. — Aplicaciones que resultan de estas. — Depuracion de las aguas.

Hasta aquí solo hemos tratado de las diferentes especies de carbono, que se hallan puras ó casi puras en el interior ó en la superficie de la tierra; pero hay otras que el arte nos

enseña obtenerlas por medio de la calcinacion de las substancias orgánicas, tanto vegetales como animales, las que vamos á describir.

Las plantas y todas las substancias que dimanan de ellas, generalmente constan de tres principios elementales, que solo varían en sus proporciones segun las especies; estos principios que ya hemos descrito, son el oxígeno, el hidrógeno, y el carbono.

Los animales y todas las substancias que componen sus diferentes órganos, contienen generalmente cuatro principios elementales, á saber, el oxígeno, el hidrógeno, el carbono, y el azoe.

La afinidad que reune estos diferentes elementos en las substancias orgánicas, no es tan enérgica que no se pueda conseguir el separarlos. Hay varios medios de llegar á este resultado, y uno de los mas poderosos es el calórico. Siempre que se sugeta á la accion de una alta temperatura y en vasos cerrados, cualquiera substancia vegetal ó animal, se destruye el equilibrio de sus principios constituyentes. El oxígeno, el hidrógeno, y el azoe, se desprenden formando nuevas combinaciones, arrastrando una parte de carbono, pero su cantidad es generalmente considerable en una ú otra de estas subtancias, y la mayor parte queda en los vasos, conservando la forma de la substancia que se descompone.

En la química desde la antigüedad se ha llamado CARBONIZACION, á la destruccion de las substancias orgánicas en vasos cerrados, y CARBON al residuo de la operacion, distinguiendole en CARBON VEGETAL, y en CARBON ANIMAL, segun la naturaleza de la substancia destruida.

Estos carbones no son químicamente puros, contienen ardiendo todas las substancias salinas fijas, que componian anteriormente su tegido vegetal ó animal que se ha carbonizado. El carbon vegetal retiene una corta cantidad de hidrógeno, y el animal cierta porcion de azoe. No se pueden despojar estos gases el uno del otro, sino por una larga calcinacion á una alta temperatura por espacio de muchas horas.

El carbon vegetal, que se emplea para la economía do-

méstica, y en las artes como combustible, se prepara muy en grande con la leña, y se llama comunmente *carbon de leña.* El método mas sencillo para obtenerlo, se practica en el interior de los bosques, haciendo al intento sobre un terreno fuerte firme y lo menos humedo posible, unas pirámides de leña, formando conos truncados en su extremidad, en su centro ó interior un espacio vacío para prenderle fuego. Se cubren estos montones de leña con hojas secas, céspedes puestos al revés, sobre los cuales se aplica tierra batida, dejando en el suelo algunas aberturas para dar entrada al aire. Se le prende fuego y cuando toda la masa está bien encendida, se tapa con céspedes la abertura central y la de abajo, á fin de que continúe una combustion lenta, y que los maderos privados del contacto del aire, se conviertan poco á poco en carbon sin reducirse á ceniza. La carbonizacion dura desde 3 á 30 dias, segun es la dimension de las pirámides. Cuando está concluida, se deja enfriar suficientemente la masa para poderla descubrir y sacar el carbon.

Este método de obtener el carbon es muy antiguo, pues Theophraste Eresius, que vivia trescientos años antes de la venida de Jesucristo, da de esto una descripcion muy detallada. Plinio refiere que en su tiempo para hacer carbon, se colocaba la madera en pirámides que cubria su cúspide con arcilla. De aqui se deduce que los antiguos conocian el carbon, y lo empleaban para diferentes usos.

La madera seca al aire consta á corta diferencia de

38,48	de carbono.
35,52	de agua combinada.
1,00	de cenizas.
25,00	de agua libre.
100,00	

De esto se infiere, que si pudiese verificarse la carbonizacion sin pérdida alguna, se obtendria 38 ó 40 por 100 de carbon reteniendo las cenizas. Pero en la ejecucion no pueden reunirse todas las condiciones favorables, de modo que

una grande parte de carbon es consumida por el aire, y por el procedimiento de los bosques, generalmente solo se obtiene 18 por 100 de carbon vendible. Las modificaciones que despues de 20 años se han conseguido, han disminuido las pérdidas, sin haberse podido lograr la obtencion del producto indicado por la teoría, llegando á sacar de 28 á 29 por 100 con procedimientos los mas perfectos.

El ingenioso Lebon, fué el primero que calculó de destilar la leña en vasos cerrados, para obtener al mismo tiempo el carbon, los gases combustibles y la brea. Su procedimiento, perfeccionado despues por los hermanos Mollerat, y los señores Kurtz y Lhomond, es seguido en muchos puntos para la carbonizacion. La leña es calentada en vasos cilíndricos, de hierro batido ó fundido cerrados herméticamente, y que comunican por medio de un tubo con aparatos refrescantes. El carbon queda en los cilindros, que se reemplazan succesivamente por otros llenos de leña. En los refrigerantes se hallan muchos productos útiles, que indemnizan en parte los gastos de la operacion, principalmente la brea, y el vinagre que está conocido con el nombre de *ácido piroleñoso*. Este procedimiento puede producir 27 por 100 de carbon y 48 de brea y de ácido á 6°.

La calidad de la leña, influye mucho sobre la del carbon que resulta, este tiene una textura tanto mas compacta, cuanto mas densa es la leña empleada. Las leñas blancas y ligeras dan los carbones mas ligeros, y por consiguiente á volúmen igual contienen menos combustible. La leña cortada de un año, es preferida para ser carbonizada, y sobre todo la leña de encina, de ojaranzo, de haya, de castaño, etc.

Los caractéres del carbon, dependen del modo de verificar la carbonizacion. Cuando se verifica lentamente, se obtiene menor cantidad, pero es mas compacto y denso, porque ha podido contraerse mas á proporcion que los productos volátiles de la leña se desprendian. Es pues muy preferible para los usos económicos, porque presenta bajo un mismo volúmen, una mayor cantidad de combustible, y por la

misma razon, en volúmenes y masas iguales, produce en la combustion una temperatura, mayor, por cuya razon es preferido para el trabajo de las minas y para la reduccion de los metales.

Cuando la carbonizacion es rápida, como sucede en los vasos cerrados, el carbon que se obtiene es en mayor cantidad; pero como la leña no ha tenido tiempo de contraerse mucho, es mas ligero y de un volúmen mayor. Como el carbon se vende en Francia por medidas, es claro que este será menos económico para el consumidor que el duro y compacto á precios iguales. Pero por otra parte, aquel reune ciertas ventajas que le hacen preferible en ciertos casos, pues que se enciende con mucha facilidad, no despide olor desagradable, porque no contiene pedazos mal quemados como el de los bosques, y por esto es preferible para los usos domésticos donde regularmente no se emplea un fuego sostenido.

Los carbones ligeros, son los únicos que se emplean para la fabricacion de la pólvora, porque para esta aplicacion la calidad esencial que debe tener el carbon, es su perfecta combustibilidad. Las leñas que producen los carbones mas apreciados para este objeto, son los de los arbustos, de álamo, de sauce, de aliso, de tilio, etc. En Francia generalmente emplean el de frángula ó harraclan. Se le carboniza por medio de calderas ó cilindros de hierro fundido. En el caso primero la combustion se verifica lentamente, y se obtiene un *carbon negro*, que arde y despide una llama pequeña muy clara y sin nada de humo, y produce 25 por 100 de carbon. En el caso segundo, la combustion es muy rápida, y produce de 36 á 40 por 100 de una clase de carbon, que se llama *carbon rojo* por su color, y arde con una llama prolongada acompañada de un poco de humo.

El NEGRO DE HUMO, es una variedad del carbon vegetal, diferente por su aspecto del carbon de madera. Se obtiene condensando dentro de aposentos de ladrillos colocados contiguos unos á otros, ó dentro de grandes sacos en número de 30 á 50, el humo producido por la com-

bustion imperfecta de las substancias resinosas, bituminosas ó grasas. Este humo enfriándose deposita un carbon muy fino y ligero, de un negro intenso, que se recoge en el fondo de los aposentos ó en el interior de los sacos. Tambien se fabricaba antes y casi esclusivamente con la resina comun de pino. Despues de muchos años se emplean con ventaja los residuos de las breas vejetales, de los betunes, de los residuos del aceite ó de las grasas, etc.

Esta especie de carbon, es menos puro que el carbon vejetal ordinario; no contiene mas que 80 por 100 de carbono: el residuo se compone de substancias salinas y en parte aceitosas ó resinosas, arrastradas durante la combustion. Se emplea del mismo modo que se saca de los aposentos ó de los sacos, para la pintura de las embarcaciones, para la preparacion de la tinta de imprenta, y para la composicion de la tinta litográfica, despojandole de sus partes oleosas ó resinosas que retiene, por medio de una fuerte calcinacion en pequeños cilindros de hierro batido. Este negro porfirizado con agua ó aceite forma un color muy inintenso y de buena calidad.

Con este negro de humo, escogiendo el mas fino y mezclándole 2/3 de su peso de arcilla, se preparan los lapiceros negros que se emplean para el dibujo. A esta mezcla se le da una consistencia pastosa, en seguida se le pasa por la hilera, comprimiéndola en moldes de la forma de una pirámide cuadrangular truncada.

El CARON ANIMAL, en el comercio, se distingue en dos variedades: á saber, *negro animal* ó *carbon de huesos*, y *negro marfil*. El primero se prepara con los huesos que se obtienen en las grandes poblaciones, donde se consume mucha carne; el segundo con los desechos del marfil de los torneros, ó con los huesos de las piernas de carnero bien limpias.

En ambos casos el procedimiento de la carbonizacion es el mismo. Se llenan con estas substancias ollas de hierro fundido, de la capacidad de cerca de 25 quilógramos, que se amontonan dentro de un horno de alfarería, dándole un calor

rojo, hasta que no se desprendan mas productos volátiles; y tambien con grandes cilindros de hierro fundido colocados horizontalmente en un horno de ladrillos, dispuestos de modo que puedan recogerse los productos volátiles. En uno y otro caso, despues de 36 horas de fuego se extrae el carbon de las ollas ó cilindros para cerrarlo en estufas.

Es suficiente entonces reducirlos á polvo muy sutil, despues de enfriados, valiéndose de muelas, etc. Se muele en seco el carbon de huesos que debe emplearse para la refinacion de los azucares, y se cierne mas ó menos fino antes de espedirlo al comercio. Se muele con el agua el que debe emplearse para la pintura, á fin de obtenerlo mucho mas fino. Contiene siempre muy grande cantidad de substancias inorgánicas, salinas ú otras. El carbon de huesos del comercio no baja de 90 por 100. Es pues bien diferente del carbon de madera.

La última calidad de carbon, preparada en grande para la industria y uso doméstico, es el *coac* ó carbon de tierrra depurado. Como se ha dicho, se llama así el residuo de la calcinacion de la hulla, que por la acion del fuego se halla despojada de todas sus partes bituminosas y sulfurosas, cuya circunstancia la ha hecho útil á las artes, en que con estas substancias, causarian incomodidad y perjuicio.

Este carbon, que está en masas porosas, como la piedra pomez, y mas ó menos esponjosas, tiene un color gris ó negro con juego de colores. Es duro y quebradizo, cuando está abovedado. Es dificil de quemar, arde casi sin llama, los pedazos incandescentes se apagan en el momento que se sacan del hogar, y cuando está en pequeñas masas, apenas se vé rojo. Para que se consuma, es preciso emplearlo en grande cantidad, ó bien activar su combustion por una corriente de aire muy veloz.

Ningun combustible produce una temperatura tan elevada como el *coac*, y como su densidad es mucho mayor á la de los demas carbones, su temperatura es mucho mas sostenida. Por esta razon se emplea con feliz éxito en las fraguas de hierro y en la fundicion de los metales. La pre-

ferencia que se le ha dado á la hulla para el consumo doméstico, proviene de que ardiendo no despide llama ni humo de olor alguno, y de que su poder radiante, muy superior, transmite á los aposentos mayor cantidad de calor.

Se intentó carbonizar la hulla en el reinado de la reina Elisabet, á fin de suplir el carbon de madera, que entonces se empleaba generalmente para la fabricacion del hierro. El uso del *coac*, se introdujo en Francia en el año de 1772, por Jars procedente de Inglaterra. Su consumo en el dia es tan considerable, que en estos últimos tiempos se ha puesto grande atencion en perfeccionar los hornos que se sirven para prepararle, y en la eleccion de la hulla que se emplea.

Anteriormente se quemaba la hulla sin horno, construyendo simplemente al aire libre grandes montones de carbon, casi lo mismo como se practica la carbonizacion de la leña. Se le pegaba fuego en diferentes puntos, y cuando todo el monton parecía estar bien encendido, se cubria el esterior con polvo para apagarlo. La combustion continuaba lentamente, hasta que todas las partes bituminosas de la hulla fuesen completamente quemadas.

Este procedimiento perfeccionado en muchos paises, se sigue aun en la mayor parte de las fábricas de hierro.

En muchos establecimientos de Inglaterra, en Creuzot, en Sant-Etienne, se carboniza la hulla menuda y fusible dentro de hornos de ladrillos cerrados y unidos juntos en un solo cuerpo de mazoneria, ocupando el espacio de 13 á 14 metros de largo sobre 4 metros de ancho. La carbonizacion tiene lugar en 24 horas. En las fábricas de hierro colado, para el uso de la fundicion, el *coac* se prepara en una especie de horno como de pan. En las inmediaciones de Saarbruck en Sant-Etienne, el humo que sale de los hornos circula por una serie de aposentos abovedados de ladrillos, donde se precipita en gran parte el carbon ligero que arrastra, y produce un negro de humo que se vende al comercio.

Con 100 partes de hulla, se obtienen por término medio de 50 á 60 partes de *coac*.

Finalmente el último procedimiento para la fabricacion de este carbon, consiste en destilar la hulla dentro de retortas de hierro colado, cuando al mismo tiempo se quiere recojer y utilizar los gases para el alumbrado. Pero este procedimiento que solo se emplea en las grandes ciudades, produce un *coac* que seria demasiado caro y esponjoso para las fábricas. Se vende generalmente para el consumo doméstico, á quienes conviene en gran manera, por razon de su poca densidad, lo que hace que se encienda mas facilmente, y arda mejor hasta su completa destruccion.

El *coac* jamás es químicamente puro, contiene siempre substancias térreas cuya proporcion varia segun la especie de hulla que le ha producido. Las hullas en pedazos grandes producen siempre *coacs* mas puros que los pulverizadas La cantidad de substancias térreas, mezcladas con el carbon varía en los *coacs* de 3,3 por 100 hasta 28, por 100.

El *coac* pesa menos que la hulla, pero mas que el carbon de leña. El hectolitro del *coac* en pedazos pesa de 40 á 45 quilógramos. En París el metro cúbico ó kilolitro pesa 430 quilógramos, lo que da 43 quilógramos por hectolitro, $1\frac{1}{2}$ veces como una medida semejante de carbon de Picardía.

La figura exterior de los carbones resultantes de substancias orgánicas, depende de la naturaleza de estas. Cuando la substancia es infusible al fuego, como la leña de diferentes vegetales, y los huesos de los animales, el carbon conserva la figura primitiva de la substancia empleada. Véanse las ramas de los árboles, los huesos de los frutos, los huesos de carnero, que han conservado sus figuras exteriores, despues de haber sido expuestas á una fuerte calcinacion dentro de un crisol lleno de arena para privarles el contacto del aire.

Cuando se ha quemado dentro de vasos cerrados, papel ó lienzo, se distingue muy bien, despues de convertidos en carbon, los surcos del hilo de laton sobre el papel y los hilos de la tela. Hay personas diestras para carbonizar una flecha sin que se altere la figura de la pluma.

Al contrario, cuando la substancia orgánica es susceptible de reblandecerse ó de licuarse á una temperatura determinada, como el azúcar, la goma, el almidon, la gelatina, la carne muscular, los cuernos, la sangre, las pieles, etc.; el carbon que se obtiene es voluminoso, esponjoso, y abovedado, y toma ordinariamente la figura del vaso con que se ha calcinado. Véase un carbon de azúcar que representa la figura de la retorta, en la que se ha carbonizado. Esta apariencia puramente accidental, proviene de que la substancia vegetal ó animal, fundida ó reblandecida por los primeros grados de calor, es levantada en peso por los gases que resultan de su descomposicion, y que se marchan en seguida en forma de burbujas, en el momento en que la masa carbonizandose se vuelve sólida. Estos carbones entumecidos son mas compactos, mas duros y siempre brillantes, aun cuando estén reducidos á polvo, cuando los demas en este estado son mates. En los cilindros donde se desprende el gas, que sirve para el alumbrado, se observan algunas veces pedacitos de carbon, casi tan duros y tan densos como el diamante. El *coac* generalmente es brillante y con reflejos metálicos de acero pavonado.

No me detendré á manifestar todas las propiedades de los carbones, que son conocidas de todos, solo llamaré la atencion de algunas entre ellas, que por su importancia merecen ponerse al alcance de todos, y me ceñiré principalmente al carbon de madera.

Aunque el carbon, generalmente es desmenuzable y quebradizo, no obstante, siempre es muy duro, por cuyo carácter se emplea para pulir ciertos metales, como el cobre y el bronce.

Su peso es doble del agua en el estado comun, y aunque al principio sobrenada en ella, no tarda á precipitarse al fondo, á proporcion que el agua introduciendose por sus poros desaloja el aire de ellos, de lo que se deduce que el sobrenadar el carbon al agua, es debido al aire que este contiene en sus poros.

El peso del carbon medido, varía mucho segun las circuns-

tancias, como por la naturaleza de la madera carbonizada, por la duracion de la carbonizacion, por el estado higrométrico del carbon, y sobre todo por el modo de medirlo. Se admite generalmente que el metro cúbico ó el kilolitro de carbon de madera dura, tal como se encuentra en el comercio, pesa 200 á 210 quilógramos, lo que equivale de 20 á 24 quilógramos por hectólitro.

En la medicion del carbon, segun el estilo de llenar la medida, resulta 56 de lleno por 44 de vacío. El consumidor pierde mucho con este modo de vender, le sería mucho mas ventajoso comprar el carbon al peso, como ya se verifica en las ciudades principales.

El carbon es unas veces buen conductor, y otras mal conductor del calórico. Es malo en su estado comun, esto es cuando frio, y por el contrario es buen conductor cuando se ha elevado á una alta temperatura. Como á mal conductor se emplea en polvo al rededor de los vasos en que se quiere mantener un líquido caliente por mas tiempo, y para los conductos que circula el agua en vapor.

Las mismas circunstancias median con respecto al fluido eléctrico: en el estado ordinario es mal conductor del fluído eléctrico, al paso que es buen conductor cuando ha sido fuertemente calcinado. Tambien cuando se quiere emplear como conductor en la construccion de para-rayos, es preciso calcinarlo muy bien para que adquiera dicha propiedad.

Una de las propiedades mas curiosas del carbon, es la que ha sido descubierta por el italiano Fontana, y es que recientemente preparado absorve los gases sin alterarlos. Igual propiedad tienen todos los cuerpos porosos, pero en grado menor á él.

Para demostrarlo tómese de un brasero una ascua de carbon bien encendido, y sumérjase en un baño de mercurio para enfriarla, inmediatamente colóquese debajo una campana llena de gas amoniacal, despues de algunos minutos, el gas habrá desaparecido, y la campana se habrá llenado del mercurio del baño que se habrá empleado para la demostra-

cion. Todo el gas se hallará enbebido dentro los poros del carbon, que lo retendrá mecánicamente, como una esponja retiene una porcion de aguas. Exponiendo este carbon á una temperatura de 100 á 150 grados, ó colocandolo en el vacío, de la máquina neumática, expelerá todo el gas amoniacal que tenia absorvido.

La absorcion de los gases por el carbon, está en razon directa de su baja temperatura y de su mayor densidad. Siempre la naturaleza de los gases influyen en gran manera acerca esta propiedad, porque en circunstancias iguales ciertos gases son absorvidos con rapidez, mientras otros lo son apenas. El carbon absorve algunas veces 40, 55, 65, 85, y hasta 90 volúmenes iguales á él, como sucede con el amoniaco que el carbon absorve 90 volúmenes.

Esta propiedad del carbon nos patentiza, que cuando está expuesto al aire libre, aumenta considerablemente y con mucha rapidez su peso, mayormente cuando el aire es húmedo. En siete dias el carbon de abeto aumenta en peso 15 por 100, el de encina 16 por 100 el de anacardo ó de caoba 18 por 100. Sobre todo, la absorcion es muy rápida en las primeras 24 horas, y la mayor parte de ella es agua.

Por esta razon los expendedores de carbon colocan los carbones ordinarios en parajes húmedos para que aumenten de peso en perjuicio de los consumidores, pues que de esta manera la humedad aumenta inutilmente el peso del carbon, y salta á la vista que es indispensable emplear mas combustible para evaporar esta humedad.

Generalmente contiene de 8 á 12 por 100 de agua, de modo que cuando se compra una medida de carbon, que debe pesar 50 quilógramos, solo contiene de 44 á 46 de carbon seco. Y todavía podria contener mas agua aun, si por casualidad se hubiese mojado, pues que es suceptible de absorver una grande cantidad. Por consiguiente debe siempre asegurarse del estado igrométrico en que se halla el carbon que se compra, para no sufrir una pérdida de consideracion.

Por su propiedad absorvente de los gases, se le ha empleado para absorver de los líquidos y de las substancias orgánicas

blandas, los olores mas ó menos fétidos que despiden. Si se mezclan pedazos de carbon ó cisco con pescados, caza ó carne que empiezen á entrar en putrefaccion, ó que se haga hervir con agua y polvos de carbon por algunos minutos, y si se filtran por polvos de carbon, el agua corrompida de las balsas, de los pantános, el agua cargada de esencias ó hervida con vegetales aromáticos; se observará que el pescado, la caza, la carne y el agua habrán perdido todo el olor.

Desde el año de 1790, Lowitz químico ruso, manifestó á la sociedad económica de San Petersburgo la propiedad desinfectante del carbon. Ademas de ser un excelente desinfectante y utilísimo para todos los usos de la vida doméstica, obra como antiséptico, esto es, oponiéndose á la putrefaccion, de modo que envolviendo las carnes y demas substancias comestibles con polvos de carbon bien calcinado, las conserva largo tiempo libres de toda alteracion. Cuando se quiere transportar muy léjos substancias animales, como carnes, aves, pescados, el medio mas económico y mas eficaz para impedir se alteren, consiste en envolverlas con carbon pulverizado. Este polvo obra de dos modos, impide el contacto del aire, y absorve la humedad y los productos de la putrefaccion naciente.

Es bien sabido que la dispensa mejor dispuesta no impide la rápida descomposicion de las substancias alimenticias, en la fuerte estacion del calor, en aire cerrado y cuando la atmósfera amenaza tormenta, es bastante una hora para alterar los manjares mas frescos. El único medio de evitar este accidente es de introducir las substancias en polvos de carbon ya descubiertamente ó bien envueltas con un lienzo ó papel. En el primer caso se sacan súcias de carbon, pero se quita facilmente lavándolas con agua fria. Si la putrefaccion ha tomado bastante incremento, es necesario para volverlas á su primer estado quitarles la superficie alterada, envolverlas luego con un lienzo despues de bien cubiertas con polvos de carbon labado, y hacerlas hervir con agua por espacio de media hora poco mas ó menos, segun en el estado que haya llegado la putrefaccion, y labarlas despues con

agua fria, para que no quede ninguna señal de alteracion.

Es bastante dificil en el verano conservar el caldo de un dia para el otro, porque en las mejores dispensas se agria, y en las grutas adquiere un mal gusto. Dejándole sumergido un pedazo de carbon bien quemado y labado, y haciéndole hervir la mañana siguiente, podrá mantenerse en buen estado en la mas fuerte estacion de calor.

No solo el carbon de leña es el que posee estas bellas calidades, sino todos los carbones vegetales porosos, y el carbon de huesos las posee con la misma perfeccion. Como el carbon reune al mismo tiempo las propiedades desinfectantes y antipútridas, los médicos lo prescriben para la curacion de las úlceras, de las llagas gangrenosas, para quitar la fetidez del aliento, para impedir las caries de las muelas, etc., y para la composicion de los polvos dentríficos: el uso de los polvos de carbon para limpiarse los dientes es muy antiguo, pues que la historia griega nos recuerda, que las mugeres de la Bretaña, usaban el carbon del avellano para conservar sus dientes limpios y hermosos.

Una nueva aplicacion del carbon como desinfectante, va á producir una revolucion á la industria que hasta el dia ha causado justos sentimientos á los encargados de las letrinas, y á los fabricantes de estercoleros. Mr. Salmon tuvo la feliz idea de investigar si con el carbon podria quitar á las substancias fecales su olor desagradable, y convertirlas en polvo sin olor, y fácil de extraer de las letrinas particulares, y un feliz resultado ha correspondido á sus ensayos.

Desde 1826 este fabricante compone un polvo desinfectante calcinando con cilindros de hierro colado, el limo ó cieno residuo del depósito de los arroyos, estanques ó lagunas, este contiene naturalmente la suficiente cantidad de substancia orgánica para producir un polvo negruzco absorvente y desinfectante segun convenga. El mantillo añejo, las cenizas de turba, tambien la carbonizada y los despojos, de esta substancia comun, las aserraduras de madera, la casca ó corteza de roble que se ha empleado para curtir las

pieles y que se han hecho adobes, son muy á propósito para el mismo objeto, despues de una conveniente calcinacion. Un curioso experimento tambien ha demostrado, que mezclando tierra arcillosa con cierta porcion de substancias fecales, bastaba para carbonizar esta mezcla y obtener un perfecto polvo desinfectante. De antemano la teoría presagiaba este resultado, pues que la substancia fecal no es otra cosa que un compuesto de substancias vegetales y animales.

El carbon preparado así se puede pulverizar, y el polvo cernido sirve para desinfectar. Esto se practica mezclando partes iguales de polvo y de substancia fecal. Despues de bien mezclados desaparece enteramente el olor fétido. Un hecho curioso prueba hasta que punto esta desinfeccion es completa y permanente. Mr. D' Arcet que cuidó ultimamente para la desinfeccion de un depósito fecal por el nuevo procedimiento, trajo consigo la substancia desinfectada, la hizo colocar en un plato de porcelana, y la puso en su salon en que habia una reunion, y nadie pudo adivinar de que naturaleza era la substancia que con el plato se hacia circular con grande ostentacion.

Grandes cantidades de substancias fecales recogidas en mas de seis años, de Paris y de todos sus pueblos inmediatos, han sido secadas y desinfectadas de este modo. Millares de personas han presenciado esta nueva preparacion, y ha causado una sorpresa á las personas mas instruidas de toda la capital, y ha merecido la aprobacion completa de la junta de salud pública, despues de haber sujetado esta substancia á la observacion durante tres años. Finalmente la Academia de ciencias ha reconocido el grande servicio que Mr. Salmon ha hecho, y le ha concedido por esto en el año de 1835, uno de los grandes premios que ofrece todos los años á los que hallan algunos medios de desinfectar un arte insano ó incómodo; y ha aceptado el procedimiento de Mr. Salmon con tanto mas interés, que lejos de despreciar la substancia orgánica desinfectada, la ha convertido en un producto que aumenta el número de abonos, del que el agricultor puede disponer.

La adopcion del procedimiento para vaciar los depósitos de lugares inmundos propuesto por los MM. Salmon, Payen y Durán, que empieza á verificarse en Paris y en muchas otras grandes ciudades, obtendrá los mejores resultados en favor de la Higiene pública. Ademas de la incomodidad que ocasiona la antigua práctica de vaciar los depósitos inmundos, tiene el grave inconveniente de ocasionar á menudo la asfixia de los trabajadores. El uso del polvo desinfectante para convertir en mantillo seco, en los mismos depósitos, las substancias sólidas que instantáneamente son desinfectadas, hará desaparecer poco á poco en las inmediaciones de los pueblos las cloacas infectadas y dañosas á la salud y á los intereses de los habitantes de los distritos, y suministrará á la agricultura uno de los abonos, los mas activos y menos desagradables de emplear.

Ademas de la propiedad que tiene el carbon de quitar los malos olores á las substancias, con las que está en contacto, reune otra no menos curiosa, cuyo descubrimiento se debe á Lowitz, y consiste en robar con rapidez prodigiosa el color de casi todos los líquidos vegetales y animales. Los zumos de las plantas, las decociones de las substancias tintoriales, los vinos rojos, los vinagres, los jarabes colorados, agitados algunos instantes con polvo de carbon, ó filtrados por una capa de dicho polvo, pierden completamente su principio colorante, y quedan tan claros y descoloridos como el agua.

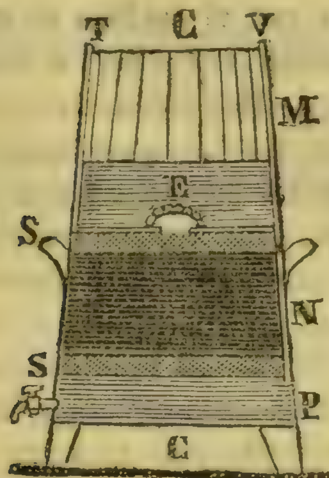
Mr. Figuier de Montpeller ha demostrado en el año de 1840, que el carbon de los huesos tiene la propiedad descolorante en mayor grado. Mr. Derosne ha producido una grande revolucion en el importante ramo de las sucrerías, y ha substituido al carbon vegetal con el de los huesos en todas las aplicaciones que habia hecho con aquel, principalmente en las refinaciones de los azucares y en la descoloracion del jarabe de remolachas.

La esperiencia ha demostrado á los químicos, que el carbon es tanto mas útil para descolorar, cuanto es mas poroso ó está mas dividido. Por esta razon el negro animal que

contiene tantas substancias minerales que descubren mas su superficie, y disminuyen sus moléculas, tiene una fuerza descolorante mucho mayor que el carbon de leña.

Mucho tiempo se ha creido que los carbones obraban sobre los colores descomponiendolos, pero esta opinion era errónea. La descoloracion, es el resultado de una verdadera combinacion de las substancias colorantes con el carbon, como lo prueba en ciertas circunstancias el hacer comparecer y desaparecer los colores absorvidos. Cuando se pone en contacto el carbon con una decoccion de cochinilla, se observa despues de la descoloracion del líquido, que el carbon ha aumentado en peso de una cantidad igual á la de la substancia colorante quitada: trátese una decocion de palo de Fernaembuco con el carbon, el color desaparecerá, este carbon cargado del principio colorante, no dejará la menor señal al agua hirviendo; pero si se le trata con una ligera solucion de potasa, abandonará al líquido, el color que tenia unido, y se verá que el licor toma una hermosa tinta roja. Puedé en seguida absorverla por nueva cantidad de carbon, despues volver á quitarsela, sin que la substancia colorante sufra alteracion alguna. Luego el negro solo se une con los principios colorantes, sin mudar absolutamente su naturaleza.

Las propiedades desinfectantes y colorantes del carbon, pueden con grandes ventajas, aplicarse para volver potables las aguas mas corrompidas y mas sucias, quitándole las substancias ingratas y fétidas que alteran el gusto y le enturbian su transparencia. Desde el año de 1800 se han inventado fuentes purificadoras con el carbon por MM. Smith, Cuchet y Denis; quienes desde dicha época sumistran agua muy pura á la inmensa poblacion de París. Estas fuentes no son muy comunes en las casas particulares, su precio es muy barato, su construccion muy fácil, y no obstante no puede concebirse la indeferencia del público en adoptarlas. Su figura varia al infinito. Este modelo de una pequeña fuente doméstica puede ser muy útil para hacer comprender la disposicion de filtros purificadores.



CC es un vaso de madera, de tierra ó de metal. Su interior está dividido en tres estremos *M*, *N*, *P*, por medio de dos divisiones fijas. La primera contiene en su centro un pico de regadera *E* agujereado, y cubierto con una esponja destinada á retener las partes mas gruesas de las substancias suspensas en el agua. La segunda está igualmente trepada de pequeños agujeros cilindricos. La primera capacidad recibe el agua impura, la segunda contiene dos capas de arena *SS* separadas con una capa de carbon. La tercera recibe el agua limpia que se saca por medio de la llave *S*, en el interior y pegado á las paredes del vaso suben dos tubos *T V*, para dar salida al aire contenido en las dos estancias *N. P*, á proporcion que se llenan de agua.

En las fábricas, en las casas de los trabajadores, y en las chozas que á menudo se encuentran sin otra agua para beber que la del mar la cual siempre es de mal olor y de mal gusto, pueden construirse en ellas facilmente estas fuentes, con un simple tonel colocado sobre un caballete á fin de poder sacar el agua con mas facilidad. Las capas de arena están colocadas á la mitad de la altura del tonel sobre un fondo trepado de agujeros y cubierto con un paño de lana. El fondo superior le sostiene y este como el anterior es agujereado y cubierto de un paño de lana.

Como el carbon, quita á un mismo tiempo el aire y los gases pútridos al agua que filtra por él, es preciso restituirle este aire despues de la filtracion, por lo que será suficiente agitarla algunos minutos.

En los anteriores filtros, pueden emplearse mas de seis meses, sin que sea necesario hacerles ninguna variacion. Despues de este tiempo el carbon debe mudarse y puede emplearse como combustible, porque nada ha perdido.

El agua purificada por el carbon se conserva hasta el infinito en vasos metálicos cerrados, ó toneles interiormente carbonizados, y Berthollet habia aconsejado llevar el agua destinada para el uso de las embarcaciones en dichos toneles. Su parecer se ha seguido hasta estos últimos años, pero como la carbonizacion de los toneles disminuye su solidez, y como estos por razon del mucho espacio que ocupan, estorban en las embarcaciones, los ingleses las han sustituido con cajas de hierro mas cómodas. Pero habiendo observado que estas cajas se alteraban facilmente por la oxidacion del hierro, causada por el agua, el señor Da-Olmy ha evitado este inconveniente cubriéndolas interiormente con betun mineral, que impide toda oxidacion, colocando dentro del agua birutas de hierro, que determinan la misma accion sobre el líquido que las mismas cajas, atendido que para conservar el agua pura y potable, necesita hallarse en contacto con el hierro.

El agua es tan precisa y absoluta para las necesidades de la vida, y es tan dificil de mantenerla pura y agradable para poderla beber, que se me disimulará el estenderme mas sobre los medios de adaptarla para los usos domésticos. Es tanta la gente que no bebe otro líquido, que es preciso enseñarles los medios de purificarla y conservarla.

Finalmente terminaré esta digresion haciendo observar, que el carbon en contacto con agua cargada de substancias vegetales ó animales, ejerce tan solo su accion con las que son ya descompuestas, de suerte que el agua purificada por el carbon, puede despues de algun tiempo infectarse, siempre que conserve substancias orgánicas putrecibles, á menos que se le deje en contacto con mas carbon, que absorva los primeros productos de toda descomposicion, y destruya esta especie de fómes que no tarda á producir un grande mal.

Al paso que las propiedades físicas del carbon, bajo estos diferentes estados, las conocemos ya, examinarémos sus propiedades químicas. Bajo este nuevo punto de vista, nos ofrecerá otro tanto interés, del que nos ocuparémos en la siguiente leccion.

Leccion octava.

CONTINUACION DEL CARBONO.

SUMARIO.

Propiedades químicas del carbon. — Del gas óxido de carbono. — De los compuestos de hidrógeno, y del carbono, ó de los CARBUROS DE HIDRÓGENO. — De los cuerpos ISOMEROS ó semejantes. — De los gases hidrógeno carbonado y bi-carbonado. — Curiosas aplicaciones del gas hidrógeno bi-carbonado. — Del arte de alumbrar por el gas.

Sea cual fuere el orígen del carbono, y las modificaciones físicas que presente, posee los mismos caractéres químicos.

El carbono puro es insipido é inodoro, es completamente fijo é infusible á la temperatura mas elevada, en vasos cerrados y privados del contacto del aire. Por razon de esta infusibilidad y de su poca conductibilidad del calórico, se emplea muy á menudo el carbon comun para rodear los hornos, á fin de concentrar en ellos el calor, é igualmente se emplea con buen resultado para embrascar los crisoles que deben sujetarse á una alta temperatura.

Siempre que el carbono se pone en contacto con el gas oxígeno ó el aire atmosférico, á una alta temperatura, hemos dicho ya que absorve el oxígeno con desprendimiento de calor y de luz muy viva, que se destruye completamente sin dejar residuo, y se convierte en ácido carbónico. Pero durante esta combustion se forma á menudo otro compuesto gaseoso no ácido, que los químicos llaman por esta razon GAS ÓXIDO DE CARBONO. Este nuevo gas principalmente se obtiene cuando la temperatura es elevada al mayor gra-

do posible, y el carbono se halla en esceso con respecto al oxígeno. Por ejemplo, cuando el carbon arde en grandes masas en un horno, donde la temperatura es muy elevada, y la corriente del aire es muy débil, relativamente al volúmen del combustible, el resultado de la combustion consiste entonces, principalmente en gas óxido de carbono, despidiendo una llama azulada, á lo alto de la chimenea del horno.

Este gas óxido de carbono merece fijar un poco su atencion por sus propiedades. Es invisible como el aire, sin olor ni sabor, no altera los colores azules vegetales, es un poco mas ligero que el aire atmosférico, y no puede mantener la combustion. Respirado en cierta cantidad, causa efectos funestos sobre la economía animal, atacando principalmente el sistema nervioso. Hace perder el sentido, causa desvarios, da una extrema debilidad, promueve dolores agudos en diferentes partes del cuerpo, y determina una asfixia completa, seguida de una muerte repentina.

Se inflama de repente al aire atmosférico cuando se le aproxima un cuerpo encendido. Arde con una hermosa llama azul, poco intensa, y absorviendo otro tanto de oxígeno del que contiene, se convierte enteramente en ácido carbónico, y despues de la combustion el gas que queda en la proveta, enrojece la tintura de tornasol, enturbia y vuelve blanca el agua de cal, lo que anteriormente no hacia.

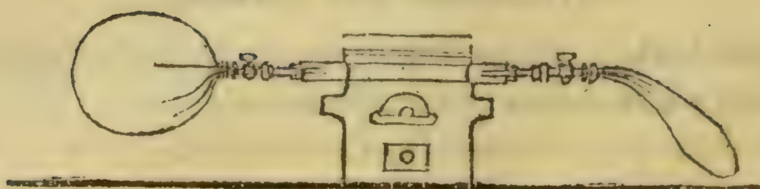
Esta conversion de óxido carbono en ácido carbónico, puede verificarse de un modo mas pronto, y con fenómenos mas notables, inflamando una mezcla del primero, y de gas oxígeno puro. En este caso los dos gases se unen y detonan con grande desprendimiento de calórico y de luz. Este experimento no debe hacerse sino con pequeñas masas de mezcla, cerradas dentro de un vaso de cristal muy récio. Se necesita tan solamente, medio volúmen de oxígeno para cambiar un volúmen de óxido de carbono, en ácido carbónico. Sin embargo, siendo este formado de un volúmen de oxígeno y de uno de carbono en vapores, resulta que el óxido de carbono contiene la mitad menos de oxígeno, que el ácido carbónico.

El gas óxido de carbono, fué descubierto por Priestley, pero su verdadera naturaleza y composicion fueron bien reconocidas por otro químico inglés, Cruikshanks de Wolwick, en el año de 1802.

Con un experimento muy sencillo puede reconocerse, que el óxido de carbono y el ácido carbónico, se forman casi siempre juntos en la carbonizacion del carbono. Haciendo pasar una corriente de aire por una masa de carbon cerrada dentro de un cañon de fosil encandescente, el gas recogido dentro de provetas llenas de agua cuando sale del cañon, tiene la propiedad de volver blanca el agua de cal, lo que prueba la presencia del ácido carbónico, y despues el gas residuo inflamado por una vela encendida, arde con una llama azulada, convirtiéndose en ácido carbónico que son caractéres del gas óxido de carbono.

El estado físico del carbono influye mucho cerca de su combustibilidad. Ella es tanto mayor cuanto este cuerpo tiene una densidad mas débil, y su textura menos cerrada. Por esta razon los carbones procedentes de substancias orgánicas arden mas fácilmente que la hulla, el antrácito, la plombajina y el diamante, y por esto entre los primeros se halla á veces tanta diferencia cuando arden. Por la misma razon los carbones que provienen de leñas ligeras, y que de sí son muy ligeros, son mucho mas combustibles ó arden mejor que aquellos que provienen de leños densos y compactos. Los carbones de corcho, de álamo, de cáñamo, de cañamiza, arden mas fácilmente que los de encina, de roble, de boj, etc. El árbol muerto y medio podrido da un carbon rojo tan inflamable como la yesca. Todo el mundo conoce la prodijiosa combustibilidad del carbon de lienzo viejo, que se emplea en muchos paises en lugar de la yesca. En circunstancias iguales, el carbon que ha sido menos quemado es mas combustible, y cuanto mas denso y compacto en su textura desprende mas calórico.

Cuando se quiere hacer arder al diamante ó la plombajina, cuya grande densidad impide la combustion en las circunstancias ordinarias, se emplea el aparato siguiente.



Consiste en un tubo de porcelana embarrado, colocado dentro un horno, que tiene adaptado en sus dos extremos unos tubos de vidrio con dos vejigas, una llena de gas oxígeno, y la otra vacía: el medio del tubo contiene un diamante ó plombajina en el estado rojo durante toda la operacion. Se hace pasar y repasar el gas dentro del tubo, comprimiendo alternativamente las dos vejigas. Al cabo de mucho tiempo el diamante ó la plombajina desaparecen convirtiendo el oxígeno en ácido carbónico sin cambiar de volúmen.

Lavoisier y Mr. H. Davy, han obtenido la combustion del diamante, colocandolo en el centro de una campana llena de gas oxígeno, y dirigiendole los rayos del sol por medio de un fuerte lente. El diamante arde con una luz tranquila y de un rojo brillante muy visible á los rayos del sol. El calor desprendido es muy considerable, los hilos de platino se funden, aun cuando el foco del lente solo esté dirigido sobre el cuerpo combustible. Si el carbon ordinario arde con llama, se debe al hidrógeno que contiene en sus poros, cuando por medio de una calcinacion se le quita, solo despide calor, se enrojece como el diamante, pero sin formar ascua.

El carbon á la temperatura ordinaria es inalterable por el aire. Por esta razon, las tintas y las pinturas negras, cuya base es el carbon, se conservan eternamente, como lo prueban los manuscritos hallados en el *Herculano* antigua ciudad de Italia, que en 24 de agosto del año 79 de la era cristiana fue sepultada bajo un diluvio de ceniza, al mismo tiempo que dos otras ciudades vecinas, *Pompeia y Stabia*, por una erupcion del Vesubio. Los caractéres de los manuscritos sacados de los escombros en estos últimos años, están perfectamente visibles, á pesar de que datan cerca de veinte siglos: habian sido escritos con una tinta compuesta de negro de imprenta deluido con agua de goma.

El carbon es igualmente inalterable en la tierra húmeda, y por esta propiedad, se carbonizan las superficies de las piezas de madera, las estacas y los maderos que deben permanecer en lo interior de la tierra ó dentro del agua. Los antiguos conocian bien la incorruptibildad del carbon, y conocemos bien las ventajas que sacaban. Solo citaré dos. Cuando en estos últimos tiempos sacaban las estacas del antiguo templo de Diana en Efeso, ciudad del Asia menor, se reconoció que habian sido carbonizados. Cincuenta años atrás se hallaron una grande porcion de estacas de encina en el alveo del Támesis, en el mismo sitio donde Tacito cuenta, que los Bretones clavaron estacas para detener el paso al Cesar y á su ejercito. Estas estacas muy carbonizadas, habian conservado muy bien su figura y estaban aun muy fuertes.

Los árboles viejos podridos y rajados, pueden preservarse de toda alteracion ulterior, por la carbonizacion del interior de su tronco á la profundidad de algunas líneas. Puede aplicarse este medio económico á los conductos de madera bajo tierra, á los cuerpos de bombas dentro los pozos, etc., y en general á todas las maderas expuestas á pudrirse.

El carbon comun no empieza á arder generalmente hasta la temperatura de 240°. No obstante cuando está muy dividido, como el que se prepara en las fábricas de pólvora, en la trituracion del carbon de leña de arbustos en toneles con balas de bronce, se inflama spontáneamente al contacto del aire. En el año 1802 tuvo lugar una inflamacion espontánea del carbon en la fábrica de pólvora de *Essone*. En 1824, otra en el *Buchet*. En 1825 otra en *Esquerdes*. En 1828 en *Metz*, el coronel Aubert trató de averiguar las causas que producian semejantes inflamaciones, por las muchas desgracias que ocasionaban, y demostró que esta propiedad dependia de la facultad que tiene el carbon de absorver y condensar el aire atmosférico en sus poros. En las masas de mas de 30 quilógramos se eleva la temperatura de 170 á 180 grados. El carbon mas *pirofórico*, esto es, espontáneamente inflamable, es el que ha sido mas rápidamente destilado. El

carbon cuando sale de las muelas es muy pirofórico, y cuando se le descubre para llevarlo al mercado, sin que se le haya hecho enfriar bien, sucede varias veces que se enciende espontáneamente.

El carbon es del todo insoluble al agua y demas líquidos. A una temperatura elevada tiene la facultad de descomponer el agua uniendose aisladamente con cada uno de sus elementos. Este resultado se manifiesta facilmente, haciendo pasar una corriente de vapor de agua por el interior de un tubo de porcelana á la temperatura roja, conteniendo carbon calcinado en pedazos menudos, y unido á su extremo un tubo que conduzca los gases dentro la cubeta neumato química en campanas llenas de agua. Se recoje en estas un gas; que es una mezcla en diferentes proporciones de ácido carbónico, óxido de carbono, de hidrógeno y otros compuestos de hidrógeno y de carbon llamado *hidrógeno carbonado.*

Puede verificarse esta operacion por un método mas sencillo, introduciendo con unas tenacitas de hierro una ascua de carbon bien encendida dentro una campana llena de agua. Al instante se produce un volúmen abundante del mismo gas anterior. Se conoce que contiene muchos gases combustibles, lavandolos con agua de cal, para absorver el ácido carbónico, y aplicandole una vela encendida, arden con una hermosa llama azulada.

Una pequeña cantidad de agua, arrojada sobre el fuego, en vez de apagarlo lo enciende mas, cuyo fenómeno, es debido á la descomposicion del agua por el carbon encendido, á la formacion de los gases combustibles llamados oxido de carbono é hidrógeno carbonado. Este fenómeno se repite desde muchos años á cada momento en las herrerías y cerrajerías. Es bien sabido que de cuando en cuando rocian con una escobilla el carbon que quieren arda mas en sus fraguas. Despues de la esplicacion de este fenómeno, se infiere el daño que se ocasiona en los incendios, echando sobre los cuerpos encendidos cortas cantidades de agua. Cuando obren las bombas para apagar el fuego, es necesario que arrojen el mayor volúmen de agua posible, ó de lo contrario se

detengan si solo pueden disponer de pequeñas cantidades de agua, porque en tal caso causaria mas mal que bien aumentando la vivacidad del fuego, proporcionando á los cuerpos en ignicion, el oxígeno del agua que se halla descompuesta por el carbon encendido.

Esto es una nueva prueba, que es muy necesaria á la ciencia, hasta en las operaciones mas sencillas. Y por un efecto de la ignorancia, se cometen diariamente muchas mas faltas, muy fáciles de evitar, y que muchas veces comprometen de un modo irreparable los intereses mas apreciados.

Acabamos de hablar de un gas formado por el hidrógeno y el carbon, y vamos á examinar los compuestos que resultan de la union de estos dos elementos.

Estos compuestos llamados en jeneral CARBUROS DE HIDRÓGENO, son muy numerosos. Todos son interesantes, por razon de las circunstancias naturales ó accidentales que los producen, y tambien por las aplicaciones que se han hecho en la industria y en la economía doméstica de sus propiedades particulares. En efecto la mayor parte se emplean ó pueden servir para el alumbrado, algunos entran en la composicion de los barnices y de las pinturas, muchos otros los usan los médicos como remedios eficaces. Todos tienen un orígen orgánico, esto es, que se han formado durante el mismo acto de la vejetacion, ó procedentes de la descomposicion de las substancias orgánicas por diferentes ajentes.

Todos se hallan en tres estados, á saber; sólidos, líquidos ó gaseosos. Los que no poseen la ciencia jamás creerán que los mismos principios carbono é hidrógeno, concurran á la formacion de cuerpos tan diferentes por sus propiedades físicas, como la *goma elástica* ó *caout-chouc*, los aceites de rosa, de menta piperita, de anis, las esencias de limon, de clavel, de trementina, la nafta, el petróleo, los betunes tan comunes; finalmente el gas de alumbrar, el que se desprende del fondo de los pantános cenagosos, y en las minas de carbon de piedra.

Sin embargo, al químico le consta que estos compuestos diferentes, son variedades del carburo de hidrógeno, que

solo se diferencian entre ellos, por las diferentes cantidades de sus dos principios constituyentes. Aun hay mas, y no es de lo menos curioso, descubierto por la química moderna; algunos de estos carburos de hidrógeno, contienen las mismas proporciones de carbon y de hidrógeno, aunque sus caractéres físicos sean muy diferentes, y algunas veces del todo opuestos. Por ejemplo, el aceite concreto de rosas y el gas obtenido por la destilacion del carbon de piedra, la esencia de limon, tan suave, y la esencia de trementina tan fétida, tienen precisamente las mismas cantidades de hidrógeno y de carbon, y se parecen tanto con respecto á las cantidades de sus componentes, como pueden parecerse dos gotas de agua. Y en vista de esto, ¿qué ciencia sino la química podria darnos á conocer unos fenómenos tan singulares y admirables, como los que acabamos de relatar? ¿Cual seria la ciencia que fuese capaz de enseñarnos que en un simple cambio, en el modo de unirse ó condensarse las moléculas de los cuerpos, puede influir de un modo tan declarado en los caractéres esteriores, en la figura de las substancias, cuya naturaleza íntima es idéntica? Sin duda, el descubrimiento de leyes naturales tan notables, viene muy al caso para esplicar esta profunda admiracion, y el entusiasmo que profesan los químicos á su ciencia predilecta.

Se llaman ordinariamente cuerpos ISOMEROS, esto es, formados de partes semejantes, los cuerpos que presentan esta particularidad de tener propiedades diferentes, con una composicion química semejante. Los carburos de hidrógeno anteriormente citados, son cuerpos *isomeros*. El carbon y el diamante son un ejemplo muy exacto de esta clase de cuerpos, segun la ley de ISOMERIA, pues que entre ellos no media otra diferencia que la colocacion particular de sus moléculas. De algunos años á esta parte, la clase de cuerpos isomeros se ha aumentado mucho.

No describiré la historia de todos los carburos de hidrógeno, porque no se ha tratado aun de las substancias de que se componen la mayor parte de ellos, ó bien que se emplean para su obtencion. Solo hablaré de dos carbu-

ros, que se hallan en estado gaseoso, y que por sus aplicaciones ó por las circunstancias de su formacion, manifiestan ser de mucha utilidad. El uno se llama *hidrógeno carbonado*, el otro *hidrógeno bi-carbonado*, porque contiene dos veces mas de carbono que el primero en igual cantidad de hidrógeno. Véase cual es su composicion.

1 volúmen de hidrógeno carbonado se compone de
- 1 volúmen de carbono.
- 2 volúmenes de hidrógeno.

1 volúmen de hidrógeno bi-carbonado se compone de
- 2 volúmenes de carbono.
- 2 volúmenes de hidrógeno.

DEL HIDRÓGENO CARBONADO.

El GAS HIDRÓGENO CARBONADO no tiene color, es insípido é inodoro, la mitad mas ligero que el aire atmosférico. No puede mantener ni la combustion ni la respiracion, pero se inflama al contacto de una vela encendida, y arde con llama débil amarillenta. Cuando está mezclado con el doble de su volúmen de gas oxígeno, detona fuertemente si se le aproxima una luz encendida. En estos dos casos, el oxígeno puro ó el del aire uniéndose con los dos principios del gas hidrógeno carbonado, forma con el hidrógeno, agua, y con el carbon, ácido carbónico. Sin embargo, es un gas de los menos combustibles, como luego lo verémos.

Se desprende siempre durante la descomposicion espontánea de las substancias orgánicas, y cuando estas se destilan á fuego libre. Se halla tambien en abundancia en la naturaleza. Produce los *fuegos naturales*, que se desprenden de pequeños *volcanes* en el interior de las minas de carbon de piedra, y del fondo de los pantános. Examinemos rápidamente las circunstancias de estos productos. En muchísimas partes, como en Pietra-Mala, que se halla en el camino que va de Bolonia á Florencia, en Barigazzo, cerca de Módena, en la peninsula de Abischeron, en Persia, en las

cercanias del mar Caspio, etc., sale de la tierra con mucha lentitud y continuamente, un gas que se enciende espontáneamente á intervalos, y lo mas general por la aproximacion de un cuerpo encendido, produciendo unas llamas de la altura de uno ó dos metros, y que el viento no puede apagarlas. De estas llamas las hay azuladas, y visibles solamente de noche, las hay blancas amarillas ó rojizas, visibles de dia como las de leña, de paja, despidiendo un olor algo sofocante, y un calor bastante fuerte para hacerse sentir de la distancia de algunas varas. El terreno inmediato parece calcinado, y no se ve en él ninguna señal de vejetales. En las comarcas donde se hallan, se aprovechan estos fuegos naturales para calcinar las piedras de cal, cocer los alimentos, y para cocer las obras de alfarería y ladrillos, etc.

Cuando el gas sale de terrenos situados debajo de aguas cenagosas, estancadas ó de aguas vivas ó de corrientes, arde á la superficie del líquido, sin que participe en lo mas mínimo de este fenómeno. Esto es el orígen de las *fuentes ardientes*, de los *rios inflamables*, que los antiguos han hablado de ellos como prodigios inexplicables.

Se han llamado con el nombre de *volcanes de aire* ó *fangosos* ó *cenagosos*, á unas *balsas* ó *charcos formados* por el agua salada, depositada sobre una capa arcillosa, mas ó menos cargada de substancias bituminosas, de donde se exhala casualmente gas hidrógeno carbonado. Este gas causa erupciones, tanto mas fuertes, cuanto ha sido mas difícil abrirse paso por medio del fango, siempre viscoso y muy tenaz. Este gas está mezclado con aire y ácido carbónico, por consiguiente no puede inflamarse como en el caso anterior.

Los volcanes de aire son muy comunes. Los hay muy considerables en Italia, en los estados de Módena y en muchísimos puntos.

El gas que circula por las galerías de las minas del carbon de piedra, es tambien gas hidrógeno carbonado casi siempre mezclado con un poco de azoe y ácido carbónico, y no se inflama tan facilmente como el que se desprende de los terrenos inflamables. Este gas llamado por los trabajadores

Grisou, fuego *terreau* ó *brison*, sale del carbon con un ligero zumbido, y algunas veces con tanta abundancia, que puede recogerse con tubos y dirigirlos para el alumbrado de las minas por espacio de muchos años seguidos. Generalmente se desprende de las hendiduras, á lo que los mineros llaman *sopladores* ó *vientos*, y principalmente sale de los carbones de piedra muy bituminosos, crasos y quebradizos. La experiencia demuestra que estos son los que dan menos gas cuando se destilan.

A menudo el *grisou* se hace visible, y afecta unas burbujas cubiertas de sutíles pelliculas, que los mineros comparan con las telarañas. Tienen la precaucion de romperlas con las manos para evitar se inflamen al contacto de la luz. Cuando el gas se ha acumulado en cantidad mayor en alguna galería, que no tiene comunicacion, y llega á formar la septima ú octava parte de la masa, la presencia de una vela ó una lámpara encendida lo inflama, y determina una de aquellas terribles detonaciones que son muy frecuentes en las minas de Inglaterra, de la Bélgica y de Francia. Dirémos luego como pueden evitarse, los peligros que son la consecuencia de estas explicaciones.

El gas hidrógeno carbonado, se halla tambien en el limo de las balsas de agua. Se desprende en estaciones calientes de todas las aguas estancadas, que en su fondo encierran substancias orgánicas en descomposicion. Sale tambien del interior de las substancias térreas, que la evaporacion de las balsas deja descubiertas durante el verano. Revolviendo el fango de una balsa con un palo, y colocandole debajo de una botella al revés llena de agua, y que tenga en su abertura un embudo, puede recogerse en poco tiempo una grande cantidad. Pero este gas no es puro, siempre contiene de 14 á 15 por 100 de azoe, ácido carbónico, y á veces oxígeno. Se purifica absorviendo su ácido carbónico por medio de una disolucion de potasa, y el oxígeno por medio del fósforo donde se hace quedar interpuesto por espacio de algunas horas, pero no sucede así con el azoe.

En el dia se ignora el modo de obtenerlo en estado de

pureza; el que se obtiene descomponiendo las substancias orgánicas por el fuego, ó con el agua introduciendole carbones incandescentes, saliendo siempre mezclados con el hidrógeno libre ó gas óxido de carbono, despues de la purificacion del producto. Priestley y Cruikshanks fueron los primeros que examinaron el gas de las balsas.

DEL HIDROGENO BICARBONADO.

El HIDRÓGENO BICARBONADO que está siempre en estado gaseoso, como el anterior, no existe en la naturaleza, es siempre un producto del arte. Se forma en una infinidad de circunstancias, cuando se destilan los cuerpos crasos, aceitosos y bituminosos, y en general cuando se descomponen á una alta temperatura la mayor parte de las substancias orgánicas.

Se ha descubierto, despues del hidrógeno carbonado, en el año de 1796, por una sociedad de químicos holandeses.

Este gas es invisible como el aire, un poco mas ligero, insípido y despide un olor empirreumático. No sirve para la respiracion ni para la combustion. Como el hidrógeno carbonado, es inflamable al contacto con los cuerpos en ignicion. Arde con una llama blanca muy brillante, y deja un hollin negro en las paredes de la campana que lo contiene, mezclado con oxígeno detonará á una temperatura roja, y sucede á menudo que se rompen los vasos que se emplean para las detonaciones. Las mezclas deben hacerse con un volumen de hidrógeno bicarbonado y tres volúmenes de oxígeno, y el resultado es agua y ácido carbónico.

El hidrógeno bicarbonado es uno de los gases mas combustibles, á una temperatura roja se descompone en carbon que se precipita, y en hidrógeno carbonado y tambien en hidrógeno puro.

Los químicos lo obtienen en estado de pureza, haciendo hervir una mezcla hecha de antemano, de una parte de alcohol rectificado y $3\frac{1}{2}$ partes de ácido sulfúrico, concentrado en una retorta de vidrio, que tenga adaptado un tubo

de vidrio propio para recoger gases. Cuando el líquido empieza á hervir, se desprende en abundancia gas hidrógeno bicarbonado, y se recoge en vasos llenos de agua. Poco á poco el líquido se obscurece y se vuelve negro y espeso, en cuyo punto se concluye la extraccion.

Es muy sencillo el conocer la produccion de este gas en esta reaccion química. El espíritu de vino ó alcohol, es un compuesto de partes iguales de agua y de hidrógeno bicarbonado. El ácido sulfúrico, teniendo una grande afinidad por el agua, se apodera de la del espíritu de vino á los primeros grados de calor, y deja en libertad al hidrógeno bicarbonado; pero al fin de la operacion la reaccion es mas complicada entre el ácido sulfúrico y el gas que se desprende de la mezcla, y el hidrógeno bicarbonado se halla mezclado con otros gases. Se puede purificar facilmente, labandole succesivamente con una disolucion de potasa en agua, con alcohol, y con agua, los que le despojan de todos los cuerpos estraños, que alteran su pureza.

Pocos son los gases tan interesantes, como el que nos ocupa, por las muchas aplicaciones que se hacen de él todos los dias en las artes. Es el que compone el gas para el alumbrado, como vamos á manifestar.

Samuel Hall maquinista Inglés, pensó en el año de 1817, emplear la llama del gas hidrógeno bicarbonado para quemar el pelo á los tejidos de algodon, que no pueden emplearse en muchísimos casos sin quitarles la pelusilla, que cubre sus hilos é impide en parte ver su figura y brillo.

Las piezas de algodon que se destinan á la fabricacion de pintados, lienzos caseros para ropa de mesa, de vestir, de muebles, deben estar despojadas de los hilos no metidos en el tejido, y que están pegados por razon del aderezo que se les da para tejerlas, pues de lo contrario estos hilos cuando se laba la pieza se despegan, y la superficie queda lanuda.

Haciendo pasar con rapidez las piezas de algodon sobre una plancha de hierro colado enrojecida, ó sobre una llama muy caliente y pura, como la del hidrógeno bicarbonado

ó la del espíritu de vino, se quema completamente la pelusilla, sin que sufra alteracion alguna el cuerpo del hilo. Sorprende mucho á las personas que no han visto trabajos industriales, el ver que las piezas de algodon, las muselinas de un tejido tan fino puedan pasar sobre la llama ardiente sin ser quemadas. Cesa esta sorpresa, cuando se sabe que la fibra leñosa, es muy mala conductriz del calórico: en efecto, si se pone un hilo de algodon á la llama de una vela, se rompe al momento, y la inflamacion de los cabos que resultan en lugar de propagarse se apagan luego, por razon de esta propiedad no conductriz de la fibra vejetal. Una pieza de algodon, que se pasa por la llama no sufre ninguna alteracion en sus hilos, y solo la pelusilla que cubre su superficie queda enteramente consumida por la llama.

Green, químico aleman, ha empleado con ventaja para elevar globos, el hidrógeno bicarbonado que se obtiene por la destilacion de la hulla. Es un poco menos ligero que el hidrógeno puro, pero su obtencion es mucho menos costosa.

El inglés Samuel Brown, acaba de construir unas máquinas, que su motor es el hidrógeno bi carbonado, y que tienen todas las mismas ventajas que las demas máquinas de vapor, sin estar sugetas á sus riesgos.

Otro inglés llamado Roberto Hicks, emplea la llama del mismo gas para cocer la carne y demas substancias alimenticias, valiéndose de tubos, por donde pasa el gas al rededor de campanas, donde se cuecen en su interior los guisados.

Ya que conocemos ahora los dos gases de hidrógeno carbonado, podemos ocuparnos de una de las mas hermosas aplicaciones de la química para los usos domésticos, tal es el alumbrado por el gas, que hace seguramente mas honor á los químicos franceses de los últimos años del siglo pasado.

DEL ALUMBRADO

Ó ILUMINACION POR EL GAS.

Los franceses han sido los primeros de establecer el arte de alumbrar por medio del gas. Felipe Lebon ingeniero civil desde el año 1785 á 1786, concibió la primera idea de hacer servir para alumbrar edificios los gases combustibles, que se desprenden durante la combustion de la leña. En el año VII. de la República publicó su descubrimiento al Instituto, y en setiembre de 1800 le dieron un privilegio por su invencion. En agosto de 1801 publicó una memoria con el siguiente título, *Termolampa ó estufas que calientan, alumbran con economía y ofrecen ademas de muchos productos preciosos, una fuerza aplicable á toda clase de máquinas.*

Lebon destilaba en sus primeros aparatos la leña para recoger el gas, el aceite, la brea y el ácido piroleñoso; pero en su memoria anunciaba la posibilidad de poder destilar todas las substancias crasas. Este sábio ingeniero habia previsto é indicado toda la extension que podia darse á esta nueva industria.

Desde el año de 1799 á 1802, hizo Lebon muchísimos experimentos con sus aparatos. Sus primeras estufas las estableció en Habre. Quiso utilizar el gas para alumbrar la linterna, y la brea para la marina. Pero el gas que obtenia compuesto de hidrógeno carbonado y de óxido de carbono, muy poco resplandecientes cuando no son perfectamente depurados, despedian un olor muy desagradable. El público y los especuladores tomaron con muy poco interés este descubrimiento, que en lo sucesivo debia mejorarse y producir grandes ventajas, de modo que Lebon se vió obligado á abandonar su empresa, y fué á establecer en Versalles, inmediato al acueducto de Marly, una fábrica de ácido piroleñoso. El gas que se desprendia, lo empleaba para calentar los vasos como en las fábricas del dia.

Lebon afectado por la indiferencia de sus conciudadanos y completamente arruinado por sus ensayos murió, y na-

die continuó sus interesantes experimentos. Pero los ingleses sabieron aprovecharse de sus ideas, y las pusieron en práctica. Windsor se ocupó de la iluminacion de los edificios de las calles y plazas públicas, por medio del gas obtenido del carbon de piedra, y publicó varias memorias, en las que se hacia autor de esta importante idea. Pero es cierto que el primer privilegio ó diploma librado en Londres por este descubrimiento concedido á Windsor, fué en 18 de mayo de 1804, es decir cuatro años despues del librado en Francia á Mr. Lebon. Minckler profesor de Lovain, ciudad de Bravante, no tiene tampoco mas derecho al honor de este descubrimiento, á pesar de haber publicado en 1781, segun Mr. Ch. Morren, los procedimientos para extraer el gas del carbon de piedra, porque el profesor Belga no tenia la intencion de aplicarlo mas que para la elevacion de los globos aereostáticos, y no para el alumbrado.

No puede quedar pues, la menor duda acerca de la prioridad de la invencion, perteneciendo sin réplica á la Francia. Sin embargo es justo confesar, que los ingleses pueden con mucho derecho reclamar el honor de las muchas mejoras é ingeniosos procedimientos, que han hecho de este arte, una importante industria, y que han contribuido á propagarlo rápidamente por toda la Inglaterra, por todo el continente y hasta por el nuevo mundo.

En el año de 1805 muchas fábricas de Birmingham, y entre otros los talleres del célebre Watt, fueron iluminados con el gas, bajo la direccion de los SS. Windsor y Murdoch. Pero efectivamente, en el año 1810 se estableció en Londres, el primer aparato para la iluminacion pública. Despues de esta época el número de asociaciones que se han formado en la Gran Bretaña para explotar este nuevo ramo de industria es muy crecido. Solamente en Londres en 1832 habia catorce aparatos de gas, propios de ocho asociaciones que alimentaban diariamente 140000 mecheros de gas para el alumbrado público y para los usos industriales.

En Francia se plantificó el alumbrado por el gas por primera vez en el año de 1818, Mr. Chabrol de Volvic prefecto

que era del Sena, hizo construir en el hospital de S. Luis de Paris, un aparato que trabajaba desde esta época y mantenia 1500 luces: otras cuatro máquinas trabajan actualmente en la capital. Muchas ciudades como Lyon, Reims, Amiens, Ruan, Havre, Elbeuf, poseen en el dia iguales aparatos; pero es preciso confesarlo, en Francia, adelantan muy poco en la perfeccion del alumbrado por el gas, donde la rutina ejerce un poderoso empirismo.

Las substancias que se emplean para la obtencion del gas, son de naturaleza crasa, resinosa ó bituminosa, y contienen una grande cantidad de hidrógeno y de carbono. Los aceites de granos no depurados, las grasas, la resina de pino, los aceites de pescado súcios, la pez y la resina, la brea líquida y sobre todo el carbon de piedra, se emplean en diferentes paises para dicha extraccion.

Para obtener el gas del carbon de piedra, se introduce esta substancia en cilindros de hierro colado, que pueden contener 100 kilógramos, y colocados mas ó menos en número en un horno largo de ladrillos. Se calientan estos cilindros llamados *retortas* en las fábricas, ya sea con el carbon de piedra ya con el *coac*, hasta elevarles la temperatura por espacio de muchas horas, ó hasta que la descomposicion del carbon de piedra sea concluida. En Inglaterra en el dia emplean el vapor de agua como elemento calorífico. Los cilindros calentados por este vapor, en pocas horas destilan una *barrica* (1015 kilógramos) de carbon de piedra cada vez. Este nuevo modo de destilar es un adelanto muy importante.

Los productos de la descomposicion del carbon de piedra son muchísimos, á saber, gas hidrógeno bicarbonado, hidrógeno carbonado, hidrógeno, óxido de carbono, ácido carbónico, aceite empirreumático, brea, gas fétido, llamado *hidrógeno sulfurado*, y sales amoniacales. Queda dentro las retortas una cantidad de *coac* tanto mayor, cuanto el carbon destilado contenia menos betunes.

Entre todos estos productos, solo uno es útil como principio luminoso, y es el hidrógeno bicarbonado, y la propor-

cion varia en la mezcla del gas obtenido, segun la temperatura en que se ha trabajado. En igualdad de circunstancias, el gas para el alumbrado, es tanto mas denso y mas luminoso cuanto está mas cargado de carbono; y la práctica ha enseñado que la temperatura mas á propósito para obtenerlo es la del *rojo cereza vivo*. A una temperatura mas baja resulta mucha brea y poco gas luminoso, y si es mas elevada, la cantidad de gas es mas abundante, pero menos luminoso que en el caso anterior.

El gas del carbon de piedra, tal como se desprende de las retortas, no serviría para el alumbrado. Su fuerza luminosa seria demasiado débil, en razon de los gases estraños con que sale mezclado. Ademas arrastra un olor fétido, causa daño á la salud, ataca y ennegrece con rapidez los dorados y las pinturas que tienen por base el *albayalde*, y altera sensiblemente los colores tiernos y delicados de nuestros tejidos, cuando arde. Esto es debido principalmente al gas fétido, llamado químicamente hidrógeno sulfurado, que siempre contiene en diferentes proporciones mas ó menos crecidas, y tanto mas cuanto el carbon de piedra contenia mas *súlfuros de hierro* ó *piritas*, por lo que se tiene el cuidado de quemar carbones de piedra los menos sulfurosos posible.

Es de absoluta necesidad purificar el gas cuando sale de las retortas, haciendo pasar todos los productos de la destilacion por tubos muy largos que comunican con varios vasos, donde el aceite, la brea y las sales amoniacales se condensan en gran parte, y despues pasan dentro de cubos que contienen una leche de cal, ó dentro cajas llenas de musgo polvoreado con cal apagada y humedecida. Esta substancia alcalina se apodera del ácido carbónico y del hidrógeno sulfurado, que tanto conviene separarle. Jamas la purificacion es completa; por consiguiente siempre despide un olor algo fétido. Cuando el gas sale de los *purificadores*, se viene á parar en un grande reservatorio llamado *gasómetro*, construido con grandes planchas de hierro barnizadas en forma de campana sumergida dentro un cubo lleno

de agua. Un tubo de hierro que sale del nivel del agua dentro el interior del gasómetro, conduce el gas á los tubos de distribucion, y de estos pasa á los parages en que ha de consumirse. Este gas así purificado se llama en Inglaterra GAS-LIGHT, esto es GAS DE LUZ. En Francia se llama vulgarmente GAS HIDRÓGENO ó sencillamente gas.

Todas las variedades de carbon de piedra no dan la misma cantidad de gas, como lo demuestra la tabla siguiente.

1 quilógramo de carbon de piedra.	De *Saint-Etienne* da	200 á 270 litros.
	De *Griseuil (Belgica)*	200 á 210.
	Dura de *Mons*	200 á 260.
	De *fins* y de *flenu*	270.
	Del mejor *flenu*	330.
	Comun *inglés*	210.
	De *Newcastle (le cherry-coal)* . .	308 á 542.
	Compuesto inglés *(le candel coal)*.	320.

En Inglaterra se emplea para la fabricacion del gas el llamado *cherry-coal*. En Francia emplean la hulla dura de Mons, y sobre todo el llamado *flenu* porque da el gas con menos olor. Las hullas de *Saint-Etienne* dan un gas muy cargado de hidrógeno sulfurado.

En el dia se benefician con bastante ventaja los productos secundarios de la destilacion del carbon de piedra: el *coac* se vende como combustible; las aguas que han servido para la depuracion que quedan muy saturadas de sales amoniacales, los fabricantes de productos químicos las emplean. Los ingleses destilan la brea con agua en vasos cerrados para obtener el aceite empireumático que tiene en disolucion. Este aceite se llama impropiamente *aceite* de *Nafta*, el que es muy combustible. *Makintosh* lo empleaba para disolver la goma elástica, sin hacerle perder su elásticidad, y se emplea para preparar los tejidos impermeables.

La brea despojada de la mayor parte de su aceite, se emplea para la preparacion de engrudos bituminosos que sirve para cubrir maderas, azoteas y otros objetos, mezclandole cerca dos tercios de su peso de polvo de un cuerpo duro. Es excelente para embrear los cuerpos que quieren pre-

servarse de la accion del aire y de la humedad, como la madera, el hierro fundido y batido. La brea obtenida por la destilacion de la madera, no puede emplearse por los mismos usos por ser ácida. Con el nombre de *Brea mineral* y de barniz negro, se consume en Inglaterra en grandes cantidades, mezclado con resina de pino, para *calafatear* y embrear las embarcaciones. Finalmente puede emplearse para dar color á las obras de alfarería, para la fabricacion del negro de imprenta, como tambien para obtener el gas. Los ingleses han construido muchos aparatos para destilarlo y convertirlo en gas luminoso. Su precio es mas inferior al de las breas del norte y de Bayona, circunstancia que lo hará reemplazar en la mayor parte de sus aplicaciones.

La preparacion del gas del aceite, es mucho mas sencilla que la del carbon de piedra. Las retortas están cargadas de *coac* en pedazos pequeños, y despues calentados á la temperatura roja naciente; en este estado se hace caer el aceite en chorrito delgado. Desde que el aceite está en contacto con el *coac* incandescente, aquel se descompone en gran parte, produciendo gases, que pasan por un reservatorio, en que dejan el aceite no descompuesto que habian arrastrado, y en seguida van á parar al gasómetro.

Se emplea el *coac* dentro las retortas para multiplicar las superficies, y facilitar la descomposicion del aceite. Todos los 15 ó 20 dias se cambia el *coac*, porque sus intersticios ó poros quedan obstruidos por el carbon que resulta del aceite descompuesto.

El gas que proviene de la descomposicion del aceite no contiene ni sales amoniacales, ni hidrógeno sulfurado, pero sí muchos compuestos muy combustibles, pero diferentes del hidrógeno bicarbonado. Este último se halla en mayor cantidad en el gas del aceite, que en el gas obtenido del carbon de piedra; por cuya razon el gas resultante de la descomposicion del aceite, es $3\frac{1}{2}$ veces mas luminoso que el de dicho carbon, en efecto, la experiencia ha demostrado que 800 litros de gas de aceite dan una luz, equivalente á 2800 litros de gas del carbon.

Los aceites de granos dan 830 litros, á corta diferencia, de gas por kilógramo, es decir cerca de cuatro veces mas que igual peso de carbon de piedra. No dejan por residuo, brea alguna.

Mr. Traylor inglés, fue el primero que pensó reemplazar al carbon con el aceite para la extraccion del gas para alumbrar.

Mr. D' Arcet tubo la feliz idea de utilizar para este fin la substancia crasa extraida de las aguas del jabon, saliendo de las fábricas de paños, saturando con el ácido sulfúrico el alcalí que contienen. Diez años despues Mr. Houzeau-Muiron químico muy instruido de Reims, obtuvo tambien con las aguas de jabon, que los fabricantes dejan perder, un aceite que se emplea para el consumo de muchas fábricas ó aparatos de gas establecidos en Reims, Sedan, Amiens, Elbeuf, *etc.*

En Suecia emplean todos para la extraccion del gas, el aceite de pez y la brea vejetal líquida, en lugar del carbon de piedra y del aceite craso.

De algunos años á esta parte, en Francia empiezan á usar el aceite de resina ó trementina, y de la misma resina ó pez griega, que se sirven mucho tiempo hace en Inglaterra, para la preparacion del gas de alumbrar. Estas substancias dan un gas cuya purificacion es muy sencilla, porque solo contienen una cantidad de aceite volátil, que facilmente se separa de ella por el enfriamiento. Finalmente no tiene olor ni accion sobre los tubos, los metales, las pinturas ni los colores durante su combustion; no contienen ninguna substancia sulfurosa, y solo débil olor de trementina cuando se desprende sin arder. Su llama es muy hermosa, y su poder resplandeciente es superior al del gas del carbon de piedra, en efecto los gastos del gas de la resina y del carbon de piedra, son entre sí como 5 es á 9, esto es que 50 litros de gas de resina dan tanta luz como 900 litros del de carbon de piedra. Un quilógramo de resina produce 497 litros de gas. Destilada en vasos cerrados, dá esta substancia de 80 á 85 por 100 de aceite, mas ó menos viscoso, que se

convierte en gas casi sin residuo dando 822 á 891 litros de gas por quilógramo.

En Elbeuf se ha sacado partido, para la estraccion del gas, de las emborraduras de las cardas, que están muy impregnadas de aceite y que no tienen valor alguno. Estos desperdicios dan un gas un poco menos resplandeciente que-el del aceite, y tiene un olor desagradable debido únicamente al hidrógeno sulfurado, producido por la lana, pero se podria purificar muy bien.

Destilando la turba, Mr. Merle ha obtenido un gas, cuya luz, segun él dice, tiene mas brillo y mas pureza que la del gas del carbon de piedra. El carbon que queda en las retortas, es muy útil para los usos domésticos, da mucho calor y arde facilmente. En los paises donde hay mucha turba su uso resulta ventajoso.

Finalmente Mr. Selligue, hace poco ha probado obtener el gas para alumbrar, con el aceite que se obtiene por la destilacion de las esquitas ó pizarras bituminosas, especie de rocas arcillosas que se dividen en hojas como, las pizarras que están impregnadas de betun. Emplea para carbonizar el gas obtenido de la descomposicion del agua, muchos carburos de hidrógeno, y principalmente los aceites de las pizarras bituminosas. Estos trabajados segun su procedimientos, dan á lo menos 2000 litros de gas por quilógramo de aceite. La intensidad de luz del gas obtenido es tan grande, que un número de 16 á 18 agujeros iguala á la luz que dan 14 ó 15 velas.

Generalmente se hace arder el gas para iluminar en tubos circulares á doble corriente de aire. Los tubos conductores del gas, terminan con discos de acero trepados de pequeños agujeros, á fin de que la salida del gas sea igual y uniforme al rededor de los mecheros. Estas precauciones son necesarias para que la combustion del gas sea completa, es decir porque todo su hidrógeno y todo su carbono sean enteramente convertidos en agua y en ácido carbónico, por el oxígeno del aire. Pero esta conversion de estos dos elementos del gas iluminador, no se verifica á un mismo

tiempo. El hidrógeno arde el primero, y abandona el carbono, que depositado momentáneamente en el interior de la llama, llega á la temperatura del rojo blanco, y entonces da á la llama su blancura resplandeciente y la viva luz que despide. A medida que el carbon arde por sí mismo y se halla convertido en gas, la llama pierde su brillo.

La intensidad de la luz depende de la figura y dimension de la llama, de la disposicion de las lámparas ó mecheros, y de la figura de la chimenea. La siguiente tabla manifiesta las diferentes dimensiones que dan el máximo de luz por cada mechero.

NÚMERO DE AGUJEROS.	DIÁMETRO DEL VIDRIO Ó DE LA CHIMENEA.	ALTURA DE LA LLAMA.	COLOR DE LA LLAMA.
	milimetros.	milimetros.	
8 á 10	41	108	Vacilante rayado de azul.
15	55	95	Tranquilo, unido de un resplandor parecido al de las estrellas.
20	52	88	
25	27	54	El mas brillante posible.

La chimenea se supone de 16 centímetros de altura en todos estos casos.

Segun la experiencia es preciso hacer solamente 15 agujeros á los mecheros de 16000 milimetros de diámetro, porque las menores modificaciones en la corriente de aire, ó en el chorro de gas, hacen humear las llamas cuando tienen 20 ó 25 agujeros.

La experiencia ha demostrado, que un tubo de gas parecido á los adoptados por las compañias de alumbrado, y que es igual á una grande lámpara de Argan, cuya mecha es recientemente espavilada consume cada hora:

137 á 154 litros de gas, de hullas de Saint-Etienne;
154 litros de gas de las hullas duras de Mons;
182 litros solamente de la hulla de Fins y de Fleuu;

Y el término medio,

140 litros de gas de carbon de piedra,
34 litros solo de gas del aceite.

De donde resulta, que por una noche de invierno (que empieza á las cuatro y concluye á las once) una luz consume:

1,120 litros de gas de carbon de piedra,

Y solamente

272 litros de gas de aceite.

La iluminacion por medio del gas-light, es la que da luz mas barata, como voy á probar.

El precio de la luz comparada con la oblenida por medio de una lámpara de movimiento de reloj, ardiendo 42 gramas de aceite por hora, sale en Paris segun Mr. Peclet, á saber.

Obtenido..	de la candela	de 12 por kilógramo.	9 centimos.	80/00
		de 16 . . . . id. . . .	12	»
	de la vela . .	de 10 . . . . id. . . .	48	60/00
	del aceite en aparato el mas ventajoso.		5	80/00
	del gas del aceite ó del carbon de piedra.		3	90/00

De esto resulta, que la luz de las velas de cera, es 16 veces mas cara que la del gas, y que el alumbrado con el gas (al precio de 72 centimos los 1000 litros, sobre el cual está fundado el cálculo) presenta, á pesar de este alto precio, una economía de cerca una mitad, con respecto al alumbrado con aceite, y de dos tercios con respecto al de sebo ó de las candelas.

A pesar de que salga mas barato, este modo de alumbrar, no está expuesto á los mismos inconvenientes que el del aceite y el de las candelas. Los reberberos con el gas, no son como los del aceite, expuestos á las casualidades bastante comunes de apagarse, ya por helarse el aceite, ya por ser este de mala calidad, ya por una fuerte agitacion atmosférica, ya por algun defecto de las torcidas, ya por estar mal limpias y poco cuidadas. En las casas particulares ade-

mas de la limpieza que exige el alumbrado por el gas, presenta la ventaja de ahorrarse el trabajo de cuidar y limpiar las lámparas, el espavilar las candelas, y las pérdidas que ocasiona su mala calidad. Peligra mucho menos el pegarse fuego, principalmente en los talleres de filaturas, en donde muy á menudo la limpia de las lámparas, y al espavilarlas ha causado por descuido de los trabajadores frecuentes incendios.

Todas esta observaciones manifiestan suficientemente la verdadera utilidad de la iluminacion con el gas, y debe procurarse que esta industria de inmensos resultados económicos, se naturalice mas y mas en nuestra Francia, en donde ha nacido y se ha descubierto.

Los gastos tan enormes que causa la distribucion del gas á los edificios de los consumidores, y la incomodidad que padecian con las luces fijas, dieron lugar doce años atras á reducir el gas á corto volúmen, á fin de poder encerrar una cantidad suficiente para el alumbrado de una noche en reservatorios, fáciles de transportar, y poner en comunicacion con los mecheros de las lámparas ordinarias. Se conprimieron 30 ó 40 atmósferas por medio de una bomba comprimente y aspirante de gas del aceite, dentro de recipientes cilíndricos de cobre ó de hierro fundido, muy récios, con una llave para la entrada y salida del gas; pero esta iluminacion de gas portátil se abandonó luego, porque no ofrecia ningun beneficio á los que lo vendian, y ademas presentaba muchos peligros.

Despues Mr. Houzeau-Muiron de Reims, pensó transportar á los edificios el gas sin comprimir, dentro de pellejos elásticos é impermeables, con una llave y un tubo. Estos pellejos se colocan sobre carros de particular construccion que van todos los dias á llenar los gasómetros colocados en las casas particulares. Este sistema que carece de los inconvenientes, tenia el gas portátil comprimido, empieza á adaptarse, se usa ya en Reims y en Elbeuf muchos años hace. Ruan, Marsella, París, y muchas otras grandes ciudades tienen hace 15 ó 18 meses, máquinas de esta clase.



Leccion nona.

DE LOS FENÓMENOS DE LA COMBUSTION Y DE LA LLAMA.

SUMARIO.

De la COMBUSTION. — Teoría de Lavoisier. — Teoría de los químicos modernos. — De la LLAMA. — Causa de su produccion y de su resplandor. — Medios para aumentar su intensidad y calor. — Del soplete simple. — Del soplete de Clarke. — Formacion de la llama. — Fuerza condensante de los tejidos metálicos. — Descubrimiento de S. Humphry Davy. — De la lámpara de seguridad. — Aparatos de Aldini. — Historia del amianto.

DE LA COMBUSTION.

No hay fenómeno mas curioso, ni que se manifieste con mas frecuencia, que la inflamacion de unos cuerpos en contacto con otros. Este fenómeno conocido de muchísimos años con el nombre de COMBUSTION, ha llamado siempre la atencion de los químicos y de los físicos, habiendo sido siempre considerado como una de las bases de la teoría química. Ahora que conocemos ya algunos de los cuerpos simples combustibles, y muchos de sus compuestos inflamables, podemos tratar de analizar este fenómeno, y averiguar las causas que lo producen.

Así como en una de las lecciones anteriores hemos dicho, que el nombre de *combustible* se aplicaba solamente á la madera, al carbon, á los aceites y en otros cuerpos empleados para la produccion del calor y de la luz para

nuestros usos diarios, debe extenderse á todos los cuerpos susceptibles de experimentar un cambio en sus propiedades, con desprendimiento de calórico y de luz ó de *fuego*.

Los antiguos tenian una idea de la combustion, que en el dia es muy poco convincente; pero en aquella época era la única que podia darse á los teóricos que habia, porque el desarrollo de las ciencias exactas era apenas conocido. Consideraban el fuego como un elemento encerrado al interior de los cuerpos. Si por cualquiera medio se acercaba un cuerpo encendido que desgarrase las capas que cubrian este elemento, de repente, por su fuerza expansiba, se desprendian del interior de estos cuerpos y producian entonces el fenomeno de la combustion.

Es necesario dejar atrás los siglos, y colocarnos en el fin del siglo XVII para hallar alguna esplicacion aun que sea poco razonable, sobre lo que tratamos. Boyle sabio físico-químico nacido en Londres en 1626, fué el primero que observó en el año de 1672, que la luz se apaga mas prontamente en el vacío que en el aire, y que sin aire no podrá encenderse ni arder: el principal experimento que practicó fue colocar una vela encendida debajo del recipiente de la máquina neumática, y quitar el aire del recipiente. Vió á proporcion que se enrarecia el aire, se disminuian progresivamente el volúmen y la intensidad de la llama, y que se apagaba en el instante que el vacío estaba completado. Este experimento le convenció que el aire contenia los elementos necesarios para la combustion y la formacion de la llama, pero no pasó de aquí. Fue Lavoisier como se ha dicho, quien descubrió la importancia del aire en este fenómeno, aislando los dos principios de este fluido y reconociendo en el uno de los dos por único principio de la combustion, el oxígeno.

Lavoisier generalizó este principio, afirmando que la combustion era la combinacion del oxígeno con los cuerpos, acompañada de desprendimiento de calor y algunas veces tambien de luz. Asi el fuego de nuestros hogares, y la luz de las lámparas, son debidos al mismo ajente que oxida los me-

tales expuestos al contacto del aire, bien que en este caso no tiene lugar el desprendimiento de luz. Es siempre la fijacion del oxígeno, la que segun Lavoisier, produce los cambios tan notables, que presentan los cuerpos expuestos á la accion del aire. Pero segun la rapidez con que se verifica esta fijacion, se presentan los fenómenos mas ó menos sensibles. Siempre que la oxígenacion se verifique con rapidez, por efecto de la grande afinidad de los cuerpos combustibles con el oxígeno, hay produccion de fuego, porque el calor desprendido por la solidificacion del gas, se eleva rápidamente hasta 600 centígrados á cuya elevacion el calórico pasa á ser luminoso. Cuando la afinidad del oxígeno con los cuerpos combustibles es débil, la absorcion y la solidificacion del oxígeno, se verifica lentamente, y por consiguiente solo hay á la vez desprendimiento débil de calórico, y entonces no puede haber produccion de luz.

La mayor ó menor cantidad de calórico libre en el momento de la oxigenacion de un cuerpo, es pues la causa de los diferentes fenómenos que se presentan. Por consiguiente dos son las especies de *combustion*, á saber, una *rápido y otra lenta*

Ya vimos el bello experimento en que el hierro se consumió rápidamente en medio del gas oxígeno; pues este es el caso de la *combustion rápida*. Pero si se deja en el aire humedo un pedazo del mismo hierro, pronto se le verá cubierto de orin, que se apodera gradualmente de toda su superficie: y en este caso hay oxígenacion, combustion, aunque *lenta*, sin producir los efectos sorprendentes del primer experimento. Pero desde Lavoisier, la química que incesantemente ha progresado, se ha enriquecido con nuevos descubrimientos que han obligado á los químicos á modificar la teoría de la combustion emitida por el ilustre gefe de la escuela francesa. Se ha visto que la produccion del fuego no era debida exclusivamente á la fijacion del oxígeno sobre los cuerpos combustibles, pues que se observa igualmente en la combinacion de algunos cuerpos combustibles entre si, y en compuestos ya saturados de oxígeno. Asi por ejemplo,

un metal pulverizado como el antimonio, el bismuto y el arsénico echados dentro de un vaso lleno de un gas verdoso, que se obtiene por la descomposicion de la sal comun, y que está colocado en el número de los metaloides, con el nombre de *cloro*, se enciende de repente y cae en el fondo del vaso imitando una lluvia de fuego. El azufre y el plomo calentados ligeramente dentro de un globo de cristal, se unen y desprenden tanto calor, que el fondo del globo se vuelve candente. El calor desarrollado durante la extincion de la cal viva, puede elevar la temperatura hasta el punto de inflamar la madera, el azúfre, y la pólvora.

Finalmente está bien probado, que siempre, que dos cuerpos juntos manifiesten una cierta tendencia el uno por el otro, la combinacion es constantemente acompañada de una elevacion de temperatura, que se aumenta tanto mas, cuanto mayor es la afinidad mutua de estos dos cuerpos, y puede aun llegar en ciertos casos hasta la incandescencia.

Sentarémos pues como principio general, que en toda combinacion ó reaccion química, hay produccion de calor, que está en razon directa de la afinidad de los cuerpos, dirémos tambien en lo succesivo, que hay *combustion* siempre que en la reaccion se produce el fenómeno de fuego.

Falta saber de donde proviene el desprendimiento de calor y de luz, que acompaña la combustion de los cuerpos. Me limitaré á decir que los químicos modernos la han hallado en los efectos eléctricos producidos en el interior de los cuerpos que obran entre sí. En el curso de física se explican estos efectos, demostrando que la reunion de dos electricidades, que componen el fluido eléctrico natural, es un abundante manantial de fuego. Los conocimientos químicos hasta aquí descritos, no son suficientes para poder tratar completamente esta cuestion.

En las descripciones es muy necesario á veces indicar los diferentes grados de temperatura, en que los cuerpos obran, ó los que se producen en las acciones químicas. En cuanto á las temperaturas elevadas, es decir, que exceden del punto de ebullicion del agua, se usa de términos que á corta di-

ferencia nos representan el color de la luz producida. Cuando el calor no llega á ser candente se llama, *color obscuro*. Las demas apariencias luminosas se llaman partiendo de este termino, *rojo obscuro*, *rojo cereza*, *rojo vivo*, *rojo rosa*, *rojo blanco*, y *calor blanco*. Depues de los experimentos de Muschenbroeck y otros, parece que á la temperatura de 427° centígrados, empieza lo que se llama en lenguaje ordinario un *calor rojo*. El calor mayor que se ha observado hasta ahora, es de 13944° centígrados.

DE LA LLAMA.

Todo cuerpo sólido *fijo*, es decir que no es suceptible de reducirse á gas, toma un color *rojo de fuego* á la accion de una alta temperatura; pero jámas es susceptible de formar llama. El carbon fuertemente calcinado y puesto rojo presenta este hecho muy palpablemente.

Al contrario, todo cuerpo gaseoso, ó que siendo sólido por la accion del fuego, puede pasar en todo ó en parte al estado de gas, arde siempre con llama. El gas hidrógeno, el azúfre y el fósforo se hallan en este caso. Segun esto la LLAMA es una *substancia gaseosa, calentada hasta el punto de ser luminosa*, es decir que su temperatura llega á lo menos á 600 grados del termómetro centigrado, pues que la luz se manifiesta siempre á este grado de calor.

La alta temperatura de la llama, es producida por el calórico que se desprende cuando los gases ó los vapores combustibles se unen con el oxígeno del aire. Lo que manifiesta la verdad de este aserto es, que la llama solo es luminosa sobre la capa muy sutil donde se verifica la combustion del gas de la llama. Cuando se interpone una tela metálica sobre la llama de una vela, ó de un chorro de gas hidrógeno bicarbonado, se ve muy bien que está vacía y obscura en su centro, y que solo sus bordes son luminosos, por que solo en esta parte los gases encuentran oxígeno del aire, y se unen con él. Cuando se arrima una pajuela encendida al extremo de una campana de gas hidrógeno, puesta al reves,

es decir su abertura hácia la tierra, solo habrá combustion é inflamacion en este punto; la llama no se estenderá en el interior de la campana, porque el gas que se halla dentro no está en contacto con el aire.

Resulta de esto, que el interior de la llama tiene una temperatura mucho mas baja que su exterior. Esto se prueba introduciendo un hilo metálico dentro la llama de una vela, que vuelve prontamente rojo en los puntos donde encuentra la superficie exterior, y queda negro en su centro.

Segun Davy, la temperatura de la llama sobrepuja al color blanco, que dan los cuerpos sólidos. Todos estos cuerpos sostenidos en el medio de las llamas ordinarias, vuelven de color blanco, y en este caso aumentan la intensidad y el brillo de la luz. El hidrógeno y el óxido de carbono, solo despiden una débil luz cuando arden en el aire, ó en el oxígeno, y puede de repente darse un grande brillo á su llama, introduciendo en ella un cuerpo sólido, incombustible, tal como el amianto muy fino, ó una tela metálica, etc.

Este principio nos explica la intensidad de la luz de estas llamas, en las cuales un cuerpo sólido y fijo, es el resultado de la combustion, y la debilidad de aquellas en quienes solo producen una materia gaseosa ó volátil. La luz que se manifiesta durante la combustion del fósforo, del zinc, en el oxígeno, ó en el aire, se manifiesta y debe su viveza á la formacion del *ácido fosfórico*, y á la del *óxido de zinc*, cuerpos fijos que quedan interpuestos en parte, en medio de la llama. La luz del azúfre, del hidrógeno y del óxido de carbono, se presentan débiles, porque los productos de la combustion llamados *ácido sulfuroso*, *agua* y *ácido carbónico*, son gaseosos por esencia ó se reducen en vapores que se desprenden. La llama del gas hidrógeno bicarbonado, ó del gas iluminador, es muy brillante, porque deposita en su centro carbon muy dividido que vuelve incandescente. Lo mismo sucede con la luz de nuestras candelas, de las velas y de las lámparas, que deben su brillo al carbon que depositan en el interior de la llama. Es fácil de penetrarse de este depósito de carbon, colocando trans-

versalmente una tela metálica en medio de la longitud de estas llamas, pues se verá aparecer un humo espeso y negro, por encima de la tela.

El calor de las llamas, no está siempre en relacion con la intensidad de la luz. La llama que produce la mas alta temperatura, es la que resulta de la inflamacion de una mezcla de un volúmen de gas oxígeno, y dos volúmenes de gas hidrógeno fuertemente comprimidos, siendo á penas visible á la luz del dia. La llama del gas hidrógeno bicarbonado, es mucho mas densa y brillante que la del gas hidrógeno puro, y no obstante esta última despide mas calor que la primera.

Puede aumentarse el calor de las llamas, dirigiendo sobre ellas una corriente de aire que no llegue á enfriarlas ni apagarlas, y que active vivamente la combustion de los gases que las producen. El instrumento que se emplea para

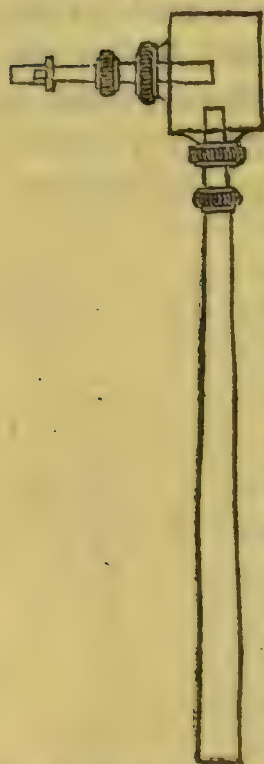


este objeto se llama *soplete*. Se compone de un tubo de vidrio ó de metal, cuyo extremo está encorbado, y su diámetro interior va disminuyendo progresivamente, hasta quedar su extremidad de una abertura muy estrecha, que solo pase por ella un alfiiler. Esta abertura es la que se aplica contra la llama, mientras que se sopla por la otra aplicado á la boca. Como el vapor húmedo que sale de los pulmones se deposita dentro del tubo y le obstruye, contiene este antes de la encorbadura una pequeña esfera vacía, donde el líquido se recoge. El chorro de aire que el soplo produce por el extremo capilar, no es interrumpido por las ampollas acuosas, que se mezclarian con ellas sin esta precaucion.

Los plateros, los esmaltadores, los joyeros, los ensayadores de monedas emplean muy á menudo el soplete desde la remota antigüedad, para soldar piezas pequeñas, engastar los diamantes, hacer ensayos, finalmente siempre que quieren fundir una pequeña cantidad de metal ó de aleacion.

Este instrumento fue largo tiempo empleado en las artes, antes que se presumiese utilizarlo para ensayos químicos. Antonio Swab metalúrgico sueco, fue el primero que lo empleó para ensayar minerales, en el año de 1738. Despues se ha hecho indispensable su uso á los químicos y mineralógicos, quienes reconocian por su medio con prontitud y precision admirables, la naturaleza y los principales caractéres de las mas cortas cantidades de substancias minerales.

El soplete que usan los plateros, se ha modificado y perfeccionado por Bergmann, y sobre todo por Gahn, químicos suecos, quienes han perfeccionado á lo sumo el arte de analizar por el soplete. Gahn habia adquirido en esta clase de ensayos una habilidad tan superior, que determinaba la naturaleza de un cuerpo tan pequeño, que apenas podia distinguir con la simple vista.



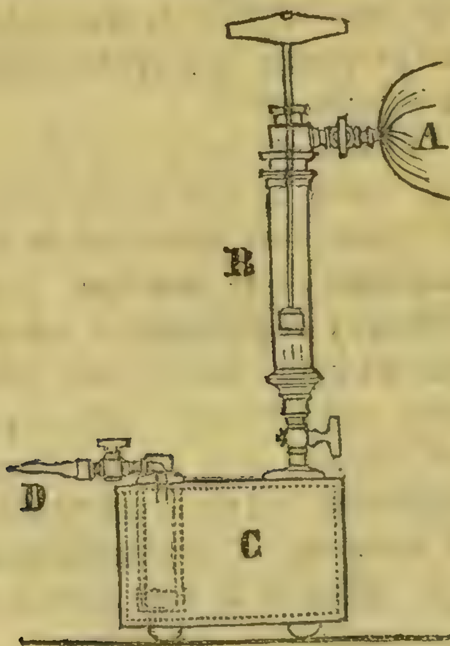
El soplete dirige en el medio de la llama una masa de aire condensado, que arroja de su frente una multitud de substancias combustibles, que contiene, y que entonces arden muy rápidamente, adquiriendo esta llama un calor mucho mas intenso. Si se sopla muy suavemente, solo se produce la mitad del efecto, si se sopla demasiado fuerte, la impetuosidad de la corriente de aire, arrastra el calor en el momento que se desprende, y la llama se apaga. Esto es lo que sucede cuando con un soplo fuerte se apaga una luz encendida.

Este soplete apesar de la alta temperatura que comunica á la llama, todavia no es suficiente para fundir los cuerpos *refractarios*, porque estos resisten á los fuegos mas violentos de la fragua. Para estos se emplea el soplete con una mezcla fuertemente comprimida de oxígeno é hidrógeno, hecha con las proporciones necesarias para la formacion del agua. El calor que se desprende en este caso, es tan fuerte, que todos los cuerpos de cualquiera naturaleza que sean,

se funden y se volatilizan instantáneamente. Con este soplete en pocos instantes se funden los cuerpos tenidos mucho tiempo como absolutamente infusibles, á saber; el platino, el paladio, la cal, la arena, el gre, la porcelana dura, etc.

El profesor Robert Hare de Filadelfia, fue el primero que pensó en construir un soplete con gas hidrógeno y oxígeno condensados.

El aparato empleado para obtener una alta elevacion de temperatura, consta de una caja metálica *C*, de paredes muy resistentes, de la capacidad de medio litro, en la cual se halla adaptada una bomba comprimente y aspirante *B*. Por medio de esta bomba se introduce y se comprime dentro la caja una mézcla de dos volúmenes de hidrógeno, y un volúmen de oxígeno, contenidos dentro la vejiga *A*, en comu-



nicacion con el cuerpo de la bomba. En la otra extremidad de la cara superior de la caja, está colocado un tubo encorbado, en ángulo recto *D*, que termina en punta capilar para que no pueda retroceder la llama. Pór este tubo sale el chorro de gas que se debe inflamar, cuando se abre la llave que cierra su salida. Pero para que la inflamacion no pueda propagarse al interior de la mezcla gaseosa, la capacidad de la caja está dividida por dos diafracmas, al través de

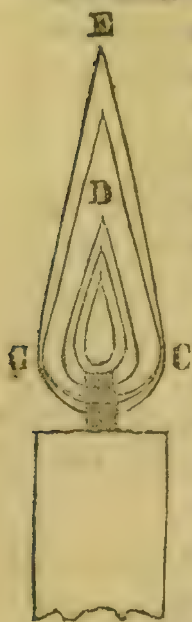
los cuales, el gas no puede escapar, sino atravesando una capa de aceite y muchas telas metálicas muy finas.

Este aparato es conocido con el nombre de *soplete de Clarke*, y es el mismo que el de Brook ó de Newman, con la sola diferencia de las telas metálicas, y del aceite necesario para disminuir los peligros que se corren en experimentos de esta clase.

Mr. Skidmore de New-York, ha observado que el chorro luminoso que se obtiene por medio de este soplete, puede introducirse bajo el agua con ciertas precauciones, sin que se apague. La llama dentro del agua es glovulosa, quema la madera, y pone rojos los hilosmetálicos. Asi el físico americano juzga que los marinos hallarán en la guerra los medios de aplicar esta observacion.

Nunca se tomarán demasiadas precauciones trabajando con este aparato, porque la menor chispa que penetrase dentro del soplete, causaria una repentina inflamacion en la mezcla gaseosa, y por consiguiente una terrible explosion que podria herir de muerte al operador. Un efecto semejante ha faltado poco no matase al ingeniero Conte, pero le ha quitado la vista por el resto de sus dias.

Examinemos ahora con atencion la extructura de una llama de una vela. Se distinguen en ella facilmente cuatro partes, como lo indica la figura. Se observa en su base una pequeña parte de un azul obscuro, que se adelgaza á proporcion que se aparta de la mecha, y desaparece completamente en el punto donde la superficie exterior de la llama se eleva verticalmente *CC*. En el centro hay unespacio obscuro *D*, que se ve facilmente, por en medio de la brillantez que le rodea. Este espacio encierra los gases que despide la mecha, que no se queman, porque están fuera del contacto del aire, depositándose al mismo punto cierta cantidad de carbon. Al rededor de este espacio se halla la parte brillante de la llama, ó la llama propiamente dicha. Finalmente en la parte exte-



rior de esta, se observa, mirando con atencion, la última superficie *CCE*, poco luminosa, y su mayor espesor corresponde á la cúspide de la llama brillante.

Es pues en esta parte exterior, donde la combustion de los gases concluye, y donde el calor es mas intenso. Como facilmente se demuestra acercandole un hilo fino de platina que se vuelve de repente incandescente y se funde. La parte central de la llama es al contrario tan poco caliente, que Mr. J. Murray supone, que despues de haber introducido en ella cierta cantidad de pólvora, la sacó enteramente húmeda, y tambien afirma que se mantuvo en el mismo lugar, durante algunos segundos la *plata fulminante*, sin que detonase; y añade finalmente que el fósforo se apaga. Si la llama que rodea este espacio obscuro es tan brillante, lo debe al carbon que se halla en ella, y obra como los cuerpos sólidos, como se ha dicho mas arriba.

La parte inferior de la llama, que es de un azul obscuro, no puede jámas elevar mucho su temperatura, por razon de la abundante evaporacion del sebo, que se halla en la parte mas humedecida de la mecha. En una llama de gas hidrógeno bicarbonado se produce el mismo efecto, cerca de su origen, por la corriente continua de gas frio. En esta parte de la llama, el calor no es suficiente para descomponer el gas contenido en el interior de la llama. El carbon no se deposita ni arde, y por consiguiente segun lo que se ha dicho anteriormente la emision de luz es muy débil.

Lo arriba dicho manifiesta, porque el sebo, la cera, la madera, y el aceite, producen luz cuando se les sujeta á determinada temperatura. Con el calor una parte de estas substancias se descompone, y se convierte en gases combustibles que se unen con el oxígeno del aire. Estos gases no pueden ser luminosos hasta que encuentran la cantidad de aire necesaria para verificar su combustion completa, y que la temperatura llegue á lo menos á 600 grados.

Las mechas de las candelas, de las velas de las lámparas favorecen esta elevacion de temperatura con su combustion; ademas obran como tubos capilares determinando la ascen-

sion continua de substancias crasas, hasta la parte en que se efectua la combustion.

La falta de aire causa una combustion incompleta, y por consiguiente una temperatura poco elevada, lo que disminuye el brillo de la llama y produce humo. El exceso de airè perjudica igualmente ya enfriando la llama, y ya porque la combustion total es demasiado rápida.

Con mechas malas, una parte de combustible se evaporiza sin quemar, produciendo humo y olor de substancia crasa medio descompuesta. Lo mismo sucede con las lámparas mal construidas, y con las candelas, que se dejan de espavilar. En ambos casos se consume mayor cantidad de combustible, y menor produccion de luz.

Siempre que los gases arden con llama y sufren cierta disminucion de calor se apagan. Los cuerpos metálicos obran del mismo modo sobre las llamas, absorviendo bastante calórico para apagarlas. Davy ha probado, que la llama no puede pasar al través de una tela metálica muy espesa á la temperatura ordinaria, porque su tejido enfria el gas que la traspasa reduciendo su temperatura á un grado inferior al que se necesita para arder, lo que se observa muy bien aplicando una tela metálica sobre una llama cualquiera, pues esta no traspasa la tela y se ve por el medio un cono truncado de luz, cuyo eje, y las partes que le rodean, son obscuras, y solo son iluminados los bordes ensanchados. Si se acerca una candela encendida un poco mas arriba de la tela, el gas que pasa por el medio del tejido, de repente se inflama, lo que prueba que el metal le roba mucho calor, y la deja á una temperatura en que no puede arder.

En el mismo lugar sobre la tela, donde la mano siente un calor suave, de repente se quemaria si se separaba la tela; si dos hojas de papel son pegadas por las dos caras opuestas de una tela metálica, se podrá encender y quemar completamente la una sin que la otra deje de quedar intacta, sea cual fuere la colocacion horizontal, vertical, ó inclinada de la tela.

La disminucion de temperatura que experimenta una

llama por la sobre, posicion de una tela metálica, es proporcional á la pequeña de las aberturas del tejido, y á la masa del metal, de suerte que una tela metálica, poco espesa, dá paso á la llama, cuando una tela mas ajustada la intercepta completamente. Cuanto mas calientes son las llamas, mas ajustados deben ser los tejidos para interceptarlos, una tela de 100 aberturas por centímetro cuadrado, intercepta á la temperatura ordinaria, la llama de una lámpara de alcohol, pero no la del hidrógeno, y cuando estará fuertemente calentada dará paso á la llama de alcohol. Una tela que está calentada al rojo, no interceptará la llama del hidrógeno, pero sí la del hidrógeno bicarbonado. Finalmente una tela caliente, que comunicase la explosion á una mezcla de aire y de hidrógeno bicarbonado, la impedirá á una mezcla de aire y de gas hidrógeno de las minas de carbon de piedra, (hidrógeno carbonado) que es el menos combustible de los gases inflamables conocidos.

Estas observaciones de Davy, manifiestan completamente, que si la llama está interceptada por los texidos sólidos, permeables á la luz y al aire, depende no de una causa desconocida y misteriosa, sino sencillamente de su efecto condensante.

Hablando del gas hidrógeno carbonado, se ha dicho que este gas se desprende á menudo, y en grande cantidad de las minas del carbon de piedra, y mezclandose con el aire de las galerias de estas minas en ciertas proporciones, forma mezclas esplosivas que detonan cuando se les acerca una luz. Estas explosiones producen casi siempre la muerte de los mineros que se hallan en las galerias. Conocen el peligro cuando la llama de su lámpara presenta en su punta una prolongacion muy sensible y un color azulado, tanto mas intenso cuanto mayor es la cantidad de hidrógeno carbonado. De repente se agachan, y corren á la parte sana de la mina sin dejar esta postura.

En las explosiones, no es principalmente el calor instantáneo de la detonacion lo mas temible, lo que causa mas daño es la velocidad enorme, con que el aire llega de todas

partes para llenar el vacío, que ha producido la combustion de la mezcla explosiva convertida en agua y ácido carbónico, resultando un viento, cuya fuerza es bastante para levantar á los pobres mineros que se hallan en el paso y tirarlos contra las paredes de la mina dejandolos estrellados. Muy amenudo los papeles públicos nos relatan desgracias en las minas. En el mes de mayo del año 1833 murieron 47 trabajadores en una explosion, que hubo en las minas de Newcastle.

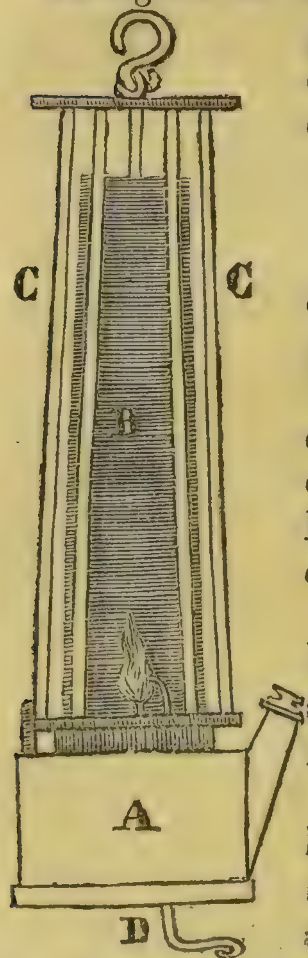
Durante mucho tiempo se ha ignorado del todo la causa que producia estos desastres, como tambien los medios de evitarlos, ó á lo menos el modo de paralizar sus efectos. En las partes de las minas en que se sospecha la existencia de mezclas explosivas, los mineros se proporcionaban una luz suficiente por medio de lámparas silicias, pero erán de mucho coste. Estas lámparas se componen de una rueda de acero de 16 á 18 centímetros de diámetro movida por una engravacion de grande velocidad. En la periferia de una rueda de acero tiene colocada un pedernal que produce chispas; pero esta lámpara, aunque menos peligrosa que la llama de las lámparas ordinarias, no deja de producir algunas veces explosiones.

Para purificar la atmósfera de las galerías que no tienen salida, y en las que no se ha penetrado desde mucho tiempo, regularmente los mineros encienden en ellas hogueras. Un obrero cubierto con vestidos mojados, puesta una máscara con vidrios en los ojos, y con una hacha atada al extremo de un largo palo, penetraba en la galería, y se adelantaba á gatas colocando el palo delante de él hasta que se hubiese efectuado la detonacion. Véase el peligro de semejante medio para purificarla.

Habiendo sucedido grandes y repetidas desgracias en las minas de Newcastle, en 1813, 1814 y 1815, en que una sola detonacion mató en un instante 101 personas, una junta filantrópica encargó á Davy que hiciese experimentos para hallar el medio de llevar luz dentro de las minas, sin que produjese la inflamacion de las mezclas explosivas. Enton-

ces fué, cuando despues de haber reconocido la naturaleza del gas inflamable de las minas, encontró que detonaban cuando estaba mezclado con 6 ó 7 veces su volúmen de aire, é inventó la *lámpara* de *seguridad*, á la que los mineros le han dado el nombre de lámpara de Davy, en manifestacion de su agradecimiento.

La figura de la lámpara de seguridad, es muy variada, pero la que representa la adjunta figura, es de una construccion sólida y muy sencilla. Se distinguen tres principales partes:



El reservatorio de aceite *A*:

La cubierta impermeable de la llama *B*:

La jaula *CC*, para fijar la cubierta sobre el reservatorio, y guardarla de cualquier golpe.

La cubierta de hierro ó tela metálica, consta de 140 aberturas por centímetro cuadrado. Puede ser de laton ó de hierro. El hilo metálico puede tener de 1/4 á 1/6 de milímetro de diámetro.

Esta lámpara señala al minero en todos los momentos, el estado en que se halla la atmósfera de las galerías, y le advierte tambien el momento en que debe retirarse.

En efecto, cuando el gas hidrógeno bicarbonado se mezcla con el aire en la mas mínima cantidad, se nota facilmente por el aumento de volúmen de la llama de la lámpara. Cuando llega á la duodecima parte del volúmen del aire, el cilindro se llena de una llama azul muy débil, distinguiéndose por enmedio de aquella la llama de la mecha. Esta cesa de ser visible, cuando el gas forma la quinta ó sexta parte del aire, el cilindro queda lleno por una llama muy viva de la mezcla combustible que se enciende. Finalmente cuando la cantidad de gas hidrógeno es muy considerable, que por ejemplo, componga la tercera parte del volúmen del aire, la lámpara se apaga del todo.

Si hay cuidado en colocar alrededor ó encima de la mecha muchos hilos de platina rollados en espiral *D*, del grosor de tres decimos de milimetro de espesor, la lámpara aun puede en este último caso favorecer al minero. En efecto, así que se apaga, la platina se vuelve incandescente, efecto de la propiedad que posee de determinar la combustion de los gases inflamables al contacto del aire, y conserva esta incandescencia, despidiendo una luz bastante intensa mientras que exista el aire en las galerías, y da tiempo al minero de escapar de estos lugares guiado por esta nueva luz. La adicion de los hilos de platina á la lámpara de seguridad, es una mejora tan curiosa como útil.

La cubierta metálica que rodea la llama, impide á esta ser visible, lo que hace que las lámparas de seguridad dan menos luz que las comunes. Se ha cortado en parte este inconveniente, colocando detras de la llama reververos de estaño.

La invencion de Davy siendo una de las mas felices y útiles aplicaciones de la ciencia, ha causado una revolucion en las minas de Inglaterra. Sin ella muchas explotaciones habrian sido abandonadas: muchas minas que habian sido inundadas, han sido de nuevo abiertas, desde el descubrimiento de la lámpara de seguridad.

No obstante, ¡quien creyera, que á pesar de la seguridad que esta lámpara proporciona, muchos trabajadores aun se sirven de las lámparas ordinarias! Aun está desconocida en muchas minas de Francia, asi sufren muy á menudo estas *catástrofes*, cuyos resultados desgraciados debian desengañar á los amos y á los trabajadores! Pero por desgracia la fuerza de la rutina es tan poderosa en el hombre, que muchas veces prefiere mas comprometer su vida, que introducir la menor variacion en sus hábitos: tal es sin duda esta disposicicion funesta, que nunca deplorarémos bastante.

No dejaré este punto interesante, sin decir antes que las lámparas de seguridad, no proporcionan un buen sistema de airear para purificar las galerias de las minas. El que se

practica generalmente es muy sencillo. Se establecen dos pozos, el uno destinado para la extraccion del carbon, y el otro sirve de ventilador. A la entrada de este se coloca un horno que tenga una chimenea de 15 á 20 metros de altura. Se mantiene fuego en dicho horno, teniendo cuidado de cerrar todas las salidas al aire exterior, para que el hogar deba por precision robar todo el aire necesario á su combustion contenida en el pozo. Asi se establece una corriente continua del aire de la mina, que es reemplazado proporcionalmente por un correspondiente volúmen de aire puro, que entra por el pozo de extraccion.

Acaba de inventarse otro sistema de purificacion del aire, que consiste en dos grandes cilindros de madera con un fondo y un embulo movibles con bálbulas, por las que sale el aire que no ha recorrido las galerías subterráneas, y al mismo tiempo aumenta la fuerza de la corriente. Una máquina de vapor de la fuerza de 8 caballos, sirve de motor á estas bombas aspirantes. Por medio de estos cilindros se ha podido emprender de nuevo los trabajos en las minas de carbon de Poirier cerca de Charleroi, en donde habian sido interrumpidas por la grande cantidad de gas hidrógeno bicarbonado, que se desprendia sin cesar. La fuerza del aire es actualmente en ellas tal, que los trabajadores se ven precisados á doblar sus vestidos, por garantirse del frio, y la mezcla explosiva que accidentalmente se inflama, ya no produce detonaciones sensibles, por ser tan grande la rapidez con que es arrojada. El uso de estas bombas, es de esperar que será general.

Otra aplicacion no menos brillante que útil, se debe al caballero Aldini físico italiano, y consiste en un aparato á propósito para preservar á los bomberos de la accion de las llamas en los incendios. Este aparato preservador se compone de dos vestidos diferentes; el uno de un tejido espeso de amianto ó de lana, hecha incombustible por medio de una disolucion salina, y el otro de una tela metálica de alambres que cubren el primero. El bombero con estos dos vestidos puede sufrir durante cierto tiempo, la accion

de las llamas sin experimentar sus efectos funestos, porque el tejido metálico exterior las enfria, como se acaba de manifestar, y el amianto ó la lana transmiten ó dan un débil paso al calor, por razon de ser débiles conductores.

Facilmente se adquiere la prueba de la influencia de los tejidos de metal y de amianto, para preservar la accion de las llamas, poniéndose en la mano un guante de amianto, y cubriéndola con una tela metálica. Entonces se puede empuñar durante algun tiempo, barras de metal enrojecido, teas encendidas ó ascuas; se puede tambien meter la mano en medio de una llama de alcohol, hasta que la tela metálica esté perfectamente enrojecida, sin cuidado de quemarse. No obstante el amianto se calienta al fin de tal modo, que no se puede sufrir en la mano, y no da tiempo de quitarse el guante.

El tejido métalico, enfriando la llama se calienta progresiva y proporcionalmente á la duracion de su contacto con ella. Para evitar este inconveniente, Aldini ha pensado colocar debajo este tejido metálico, otro tejido espeso y débil conductor, á fin de impedir que el calor llegue hasta la piel. Ha tanteado valerse en este caso de la combustibilidad del amianto, reduciendolo á hilos muy delgados, y hecho tejer en telas de todas figuras y magnitudes. Pero como los vestidos preparados con el amianto son pesados, y de un coste excesivo, ha procurado substituirlos con tejidos de lana empapados en disoluciones salinas. En este estado estas telas de lana no se encienden, se consumen sin encenderse y no se dejan penetrar por el calor sino con mucha lentitud, segun lo ha manifestado por primera vez Gay-Lusac. Por consiguiente el vestido de alambre que por sí solo no impide la accion del fuego sobre la piel, unido ó puesto sobre el vestido de amianto ó de lana preparada, da lugar á los bomberos de trabajar durante cierto tiempo sin quemarse.

Aldini fue el primero que vestido con estas dos ropas de amianto y de alambre, se expuso entre las llamas las mas ardientes, y animados por su ejemplo, muchos han repetido esta curiosa exposicion, y han experimentado el mismo

resultado. Los experimentos repetidos por este respetable físico de mas de 70 años de edad en Milan, en Florencia, y Genova habian ya patentizado la propiedad de sus aparatos, cuando á fines del año 1829, se vino á Paris para sujetarlo á la deliberacion del Instituto y Consejo de salubridad. Estas dos sábias corporaciones han publicado unas relaciones muy favorables, de las que conviene enterarse.

El Instituto dió á Aldini en público, el 26 de julio de 1830, una cantidad de 8000 francos en clase de recompensa. La sociedad de fomento de Paris le ofreció una medalla de oro de la primera clase. La sociedad real de Londres le ha señalado la grande medalla de Neptuno.

Aldini no se ha contentado solamente con procurar la seguridad á los bomberos, que continuamente exponen su vida con tanto ardor y desinterés, ha procurado tambien disminuir las eventualidades del incendio. La mayor parte de estos, se deben á la negligencia y poco cuidado de las personas que llevan una candela, ó una linterna abierta, ó sin vidrio por parajes donde hay substancias combustibles. El filántropo Italiano ha pensado en cubrir con un tejido metálico muy cerrado las linternas ordinarias, y por este medio ha desterrado las que podrian presentar riesgos. En efecto, una linterna semejante puede colocarse sobre un monton de heno y sumerjida dentro, y aun las hebras de paja pueden penetrarla y encenderse, sin que la combustion se propague por razon de la propiedad condensante del tejido metálico que la cubre.

Las linternas de hoja de lata con vidrios ó asta, dan poca luz, y por una sola cara. Las linternas de Aldini al contrario, despiden una grande luz, y no presentan el inconveniente de las primeras.

Cualquiera puede con mucha facilidad convertir una linterna ordinaria en otra de seguridad, basta cubrir la luz con una jaula metálica muy cerrada. Esperamos que una modificacion tan sencilla, y de tan poco coste, será adoptada por todos, luego que se haya propagado, semejante descubrimiento.

Con este motivo aprovecho hablar de la substancia muy particular del reino mineral, llamada amianto ó asbesto, que el caballero Aldini ha empleado como una parte esencial de su aparato preservador.

Esta substancia que se halla en pequeños filamentos y manojos, pegados sobre ciertas rocas primitivas, tiene propiedades tan singulares, que los antiguos seducidos por el amor á lo admirable, han enriquecido su historia con una infinidad de fábulas, dando á esta piedra una celebridad que se ha perpetuado hasta nosotros. Por razon de su textura fibrosa, su brillo sedoso, la facilidad con que se separan los filamentos muy finos, flexibles y elásticos, parecidos en cierto modo al lino y á la seda, finalmente por su inalterabilidad, é incombustibilidad en el fuego, lo hicieron pasar por una especie de lino incombustible producido por una planta de las Indias. Esta creencia sostenida por Plinio, que afirma que crece en un clima árido y ardiente, á lo que debe la propiedad de resistir al fuego, no se ha borrado, hasta que los químicos se han ocupado del exámen de sus pretendidas fibras vejetales. Estos han reconocido que el amianto era un mineral compuesto de muchos óxidos metálicos; á saber de cal, magnesia y alumina, unidos á un ácido llamado en el dia silicico, que recuerda al silex su principal componente.

Este mineral muy comun, se halla sobre todo en los altos Alpes, en los Pirineos cerca de Bareges, en Escocia, en Córcega, y en la parte de la Saboya llamada Tarenta, de donde viene el amianto con los filamentos mas largos, y mas sedosos.

Los antiguos hilaban el amianto, y construían manteles, servilletas, gorros, que echaban al fuego cuando eran súcios, de donde salian mas blancos que si fueren lavados, y todas las substancias estrañas habian sido destruidas por el fuego, sin que el tejido hubiese sufrido alguna alteracion. La palabra amianto significa cosa que no puede ensuciarse.

Los griegos y los romanos, que quemaban los muertos construían sábanas, con las cuales envolvian los cuerpos de

los reyes, para recojer sus cenizas puras y limpias de toda mezcla. Se halló en Roma el año 1702 cerca de la puerta Noevia, una urna fúnebre que contenia un cráneo, huesos quemados, y cenizas envueltas en una tela de asbesto de una maravillosa longitud, y de dos metros, á un metro, 600 milimetros de ancho. No hace mucho tiempo se veía en el Vaticano este precioso monumento.

Las torcidas incombustibles de los antiguos, eran construidas con el amianto, y segun ciertos autores ardían con el aceite sin consumirse. De aqui ha dimanado la fábula de las lámparas perpetuas. El nombre de asbesto que quiere decir inestinguible se ha dado al parecer á esta piedra en vista de este uso. Aldovrande naturalista de Bolonia, en el siglo XVI aseguraba, que podia reducirse en aceite, que quemaria sin consumirse jamas.

Cuando los filamentos ó hebras de esta substancia son muy largas, bastante suaves, y muy flexibles, se llega á hilarlas, mayormente si se mezclan con algodon, ó hilaza. Cuando la tela está concluida, se la hecha al fuego donde se quema el hilo vejetal, y solo queda el tejido de amianto que es el flojo y grosero: 20 años atrás en Italia se llegó á fabricar tejidos de amianto de una extremada finura, y tambien encajes. Igualmente se han preparado cartones y papeles. Madama Perpenti que ha renovado esta industria algunos años atrás presentó al Instituto de Francia, una obra completamente impresa en papel de amianto. El padre Kircher da noticia de un papel de amianto que echaba al fuego para borrar la escritura, y sobre el cual escribia de nuevo. Segun Sage, se hacian en la China unas hojas de papel semejante, de 6 metros de longitud, y tambien piezas de tejidos. Los habitantes de los Pirineos, construyen bolsas, y ligas, que venden á los curiosos que visitan aquellas montañas. En la Siberia á Nerwinsky fabrican tambien bolsas y guantes, etc.

El papel de amianto podria servir con ventaja para conservar los preciosos titulos, valiendose de una tinta mineral que podria entonces soportar sin riesgo la accion de un fuerte calor. El carton preparado con esta substancia, aunque

quebradízo, podria tambien ofrecer grandes ventajas en muchas circunstancias, y principalmente para las decoraciones de teatro.

La sociedad de fomento de Paris ha ofrecido un premio de 1500 francos para perfeccionar los tejidos de amianto, en vista de la interesante aplicacion que ha hecho de él el caballero Aldini para preservar á los bomberos de los incendios.

Esta es la historia del curioso mineral, cuya naturaleza, y propiedades han sido desfiguradas de un modo chocante por el espacio de muchos siglos, y podrá servir para hacer apreciar lo que hay de bello y encantador en el estudio de las ciencias, siempre que estén iluminadas por una sana crítica, supuesto que los errores, las preocupaciones, y las supersticiones, no puedan por mucho tiempo resistir á sus sérias y profundas investigaciones.

Leccion décima.

DEL FÓSFORO Y DEL AZÚFRE.

SUMARIO.

Estudio del FÓSFORO. — Circunstancias curiosas de su descubrimiento sus caractéres. — Compuestos que forma con el hidrógeno. — Origen de los fuegos fátuos. — Del AZUFRE, su abundancia en la naturaleza. — Sus caractéres. — Su extraccion y su purificacion. — De las pajuelas, y eslabones comunes. — Del *ácido sulfuroso*. — De la aplicacion de este gas á la curacion de la sarna, y al blanqueo de la lana y de la seda.

DEL FOSFORO.

De todos los cuerpos simples, el FÓSFORO es uno de los principales, por el conjunto de sus propiedades y naturaleza. Su

nombre que significa *lleva-luz* recuerda uno de sus caractéres principales, cual es el de despedir luz en la obscuridad.

Su existencia habia sido ignorada por los químicos antiguos. En el año 1667 un mercader de Amburgo llamado Brandt, aficionado á la alquimia, y que iva en busca de la *piedra filosofal*, á fin de reparar los desastres de su fortuna, fue el feliz autor del descubrimiento de este tan interesante cuerpo, que aun que no le enriqueció, hizo su nombre célebre, y para siempre memorable. Prendado de este inesperado resultado, envió un pedazo de este nuevo producto á Kunkel, químico muy distinguido en Wittemberg natural de Berlin, quien invitó á Krafft, uno de sus amigos, natural de Dresde, para asociarse con él, á fin de adquirir, el secreto de Brandt; pero Krafft esperando sin duda hallar con la explotacion de este secreto medio de enriquecerse, trató por sí solo con el inventor, mediante 200 risdales (1156 francos) y le hizo prometer que jamas comunicaria su secreto á Kunkuel. Este indignado de la pérfida conducta de su amigo, resolvió buscar este cuerpo particular, cuyas maravillosas propiedades movieron vivamente su curiosidad. Aunque del procedimiento de Brandt, solo sabia que este empleaba los orines, desde luego los sujetó á tanta multitud de experimentos, que por fin llegó á sacar de ellos el fósforo, y luego publicó el modo de extraerlo. Puede pues tenerse este laborioso químico como verdadero autor del descubrimiento de este elemento, pues no fué por casualidad como lo descubrió Brandt, sino despues de un trabajo directo de muchos años. El nombre de *fósforo de Kunkel* que se ha dado hasta el dia á esta substancia, prueba como lo dice Lavoisier, que la gratitud pública recae sobre aquel que publica, mas bien, que sobre el que descubre, cuando este hace un secreto de su descubrimiento.

Hasta el año 1769 se obtuvo el fósforo de los orines corrompidos evaporandolos hasta sequedad: el residuo se calentaba hasta el rojo, se lavaba despues para aislar las substancias salinas, se le hacia secar y finalmente se sujetaba dentro retortas de tierra á una fuerte calcinacion. Estas

operaciones eran largas, incómodas y muy dispendiosas, por que de 1540 litros de orines, solo se obtenian 128 gramas de fósforo; era de un precio muy subido, y solo las personas muy ricas lo poseian.

Ghan lo descubrió en 1769 en los huesos de los animales, Scheele su compatriota y amigo, halló luego un medio facil de extraerlo en cantidades muy considerables de las cenizas de estas substancias. Despues de esta época el fósforo es muy comun. El procedimiento que se sigue en el dia en las fábricas de productos químicos, es el de Scheele modificado y perfeccionado por los químicos franceses. Cuando hablarémos de los huesos, describirémos su procedimiento, que para comprenderlo bien, exige conocimientos mas estensos, que los que actualmente se han explicado.

En vista de lo que precede, no queda duda, que los orines, y los huesos contienen el fósforo. Igualmente existe en casi todas las partes del cuerpo de los animales, en el estado de combinacion unas veces como principio accesorio de los órganos, y en forma de sal como en los orines y los huesos, otras como principio esencial, é intimamente unido con los cuatro elementos constitutivos de las substancias animales, y en este estado en la substancia cerebral y en los nervios, y en la lechada de los peces. Tambien se halla alguno de estos compuestos en las plantas, y en el reyno mineral, pero no tan comunmente en los animales.

El fósforo puro se parece en un todo á la cera blanca, por su transparencia media, por su color y blandura. Generalmente se halla en cilindros del grosor de una pluma de escribir, cuya forma se le da en el comercio para manejarlo conmayor facilidad, vaciandolo y dejandolo enfriar dentro de tubos de vidrio.

Es uno de los cuerpos mas fusibles, pues se liqüa completamente á 43° y no se convierte en vapores, puesto en vasos cerrados, sino á la temperatura de cerca de 400°.

La luz directa y difusa le vuelve rojizo, y este fenómeno se produce no solamente con los líquidos, y fluidos elásticos, sino hasta en el vacío.

Thenard ha observado que expuesto á un calor de cerca 70

grados, se vuelve negro, enfriado repentinamente queda transparente, y casi sin color enfriado con lentitud, y toma el aspecto de la asta por un enfriamiento moderado. Esta modificacion es de una naturaleza puramente física, respecto de que, el fósforo negro tiene de comun con el rojo, la propiedad de quedarse sin color por la fusion, y un enfriamiento muy lento. Produce el mismo fenómeno que nos presenta el carbon en estos diferentes estados.

Sobre todo, en contacto con el oxígeno, ó el aire, ofrece particularidades curiosas; á la temperatura ordinaria despide en el aire, vapores blancos de un olor de ajos, y un resplandor blanquecino que solo se vé en la obscuridad. Este fenómeno se debe á la combustion lenta que producen dos ácidos, que se evaporan en forma de humo blanco, y condensan el vapor acuoso del aire. Estos ácidos se llaman *ácido fosfórico*, y *ácido fosforoso*. De este fenómeno se deduce que el fósforo posée una grande afinidad por el oxígeno, de modo què para conservarlo es preciso mantenerlo siempre sumergido dentro del agua destilada, ó hervida, ó en un gas impropio para la combustion, como el azoe el hidrógeno, etc. Arde lentamente en el aire á la temperatura de 4° y algunos grados bajo cero, y cuando está en cantidad un poco considerable, se calienta muy pronto lo bastante para inflamarse. El mismo efecto tiene lugar por el roce, por consiguiente el manejo de este cuerpo en el aire es peligroso. Si se mantiene mucho tiempo entre los dedos sin sumerjirlo en el agua, el calor de la mano lo inflama prontamente y hay peligro de quemarse.

El fósforo à la temperatura inmediata à su fusion, produce uno de los efectos mas hermosos de su combustion, en el momento que se introduce dentro del gas oxigeno, como en la leccion anterior se ha manifestado. El producto de esta viva combustion es el *ácido fosfórico* puro, sin mezcla del ácido fosforoso, como se verifica en la combustion lenta.

Si en lugar de hacerle arder en una atmósfera de oxígeno ó de aire, se coloca debajo de una coluna de agua hirviendo, dirigiendo entonces sobre él, por medio de un tubo,

una corriente de gas oxígeno, se obtiene no solamente ácido fosfórico, que queda disuelto en el agua, sino tambien *óxido de fósforo* en copos rojizos y ligeros, que quedan en suspension en el líquido. Cuando las burbujas de gas oxígeno llegan al fósforo derritido, se ve una combustion muy viva en el agua. Este experimento muy hermoso manifiesta, que cuando las afinidades, entre dos ó mas cuerpos son enérjicas, la inflamacion se verifica del mismo modo en el agua que en el aire, siendo en este caso el agua impotente para apagar el fuego.

Los compuestos que forma el fósforo con el hidrógeno son los mas interesantes, por sus propiedades y circunstancias. Dos de estos compuestos se hallan siempre en estado de gas. El que consta de menor cantidad de fósforo se llama vulgarmente GAS HIDRÓGENO FOSFORADO, y el que contiene mayor cantidad, se llama GAS HIDRÓGENO PER-FOSFORADO. Este último tiene un carácter que se diferencia de todos los demas gases. Se inflama espontáneamente al contacto del aire. Inclinando debajo del agua un frasco lleno de este gas sin color, de modo que salgan algunas burbujas, en el instante mismo que lleguen á la superficie del líquido se encienden produciendo una pequeña explosion, y se elevan en el aire en forma de coronas de un vapor blanco. Estas se ensanchan poco á poco en su ascension si la atmósfera está tranquila, debidas al agua y al ácido fosfórico que resulta de la combinacion instantánea del oxígeno del aire, con los dos principios contitutivos del gas.

El oxígeno puro, con mucha mas razon debe producir el mismo fenómeno mas notable. Cada burbuja de hidrógeno per-fosforado que se introduzca en una campana llena de oxígeno, produce una luz tan viva que ofende la vista. Seria imprudente hacer pasar dentro de una campana muchas burbujas de gas fosforado á la vez, porque podria ser la reaccion tan fuerte, que podria hacer saltar la campana de las manos del operador. El *gas hidrógeno fosforado*, se distingue del anterior, en que no se inflama espontáneamente por contacto del oxígeno ó del aire, en las circuns-

tancias ordinarias. Pero bajo una menor presion arde, como igualmente si se le acerca una vela encendida, y entonces despide un resplandor muy vivo, y una abundancia de vapores blancos. Mezclado con tres ó cuatro veces su volúmen de oxígeno puro, detona con mucha fuerza acercándole una luz. En los dos casos forma agua y ácido sulfúrico.

Se obtiene en los laboratorios el gas hidrógeno per-fosforado haciendo calentar ligeramente dentro de una redoma pequeños pedacitos de fósforo con una lejía de potasa, ó con una papilla de cal. El gas se forma muy luego, y se recoge en campanas, por medio de un tubo encorbado que está adaptado á la redoma. En esta operacion los dos principios del agua, uniéndose cada uno de por sí, con cierta cantidad de fósforo, forman á la vez gas hidrógeno perfosforado y un ácido poco oxigenado que se llama ácido *hipo fosforoso*. El primer compuesto se desprende en estado de gas, el segundo queda dentro de la redoma combinado con la cal ó la potasa.

Si se echa en un vaso lleno de agua algunos pedazos de este compuesto, llamado *fosforeto de cal*, y que como lo indica su nombre, de un compuesto de fósforo y del metal de la cal, se reproducirá la misma accion. El hidrógeno per-fosforado sube de repente á la superficie del agua bajo la forma de pequeñas burbujas, que revientan y se encienden. Resultan una succesiva produccion de llamas de fuego, que no cesan hasta que todo el fosforeto de cal está descompuesto. Este experimento, así como la combustion viva del fósforo dentro del agua, admira á las personas que carecen de conocimientos químicos.

Poco tiempo despues del descubrimiento del fosforeto de cal, Schmeisser profesor de química de Hamburgo, hallándose en Londres, manifestó en una leccion pública la descomposicion de este cuerpo por su inmersion en el agua, y la combustion espontánea del gas hidrógeno perfosforado que resulta. Exclamó uno de los espectadores, es preciso hacer partir todos estos alemanes, porque sino concluirán con poner fuego al rio Támesis.

El hidrógeno fosforado, se le obtiene calentando una disolucion concentrada de ácido fosforoso. A la vez se obtiene hidrógeno fosforado, que se desprende, y ácido fosfórico que queda en la redoma en que se hace la operacion. El agua se descompone, el hidrógeno de esta roba al ácido fosfórico una parte de su fósforo, y el oxígeno aumenta la proporcion de este principio accidificante: estos dos efectos opuestos contribuyen á convertir el ácido fosforoso en ácido fosfórico.

Los dos compuestos de hidrógeno y de fósforo, no pueden existir en la naturaleza, por razon de la accion enérjica que el aire ejerce sobre ella. Pero se forman espontáneamente en los lugares donde se hallan depositadas substancias animales, y sobre todo en los pantános y cementerios húmedos. Se ha dicho anteriormente que el fósforo es uno de los elementos de la substancia cerebral, de los nervios, y de algunas otras partes orgánicas. Por la lenta descomposicion de estas substancias en el interior de la tierra húmeda, una cantidad mayor ó menor de hidrógeno per-fosforado, solo ó mezclado con hidrógeno fosforado, se desprende, y se esparce en la atmósfera, cuando halla paso entre las hendiduras que presenta el suelo. Entonces á menudo se inflama produciendo fuegos repentinos y vacilantes, que las gentes del campo ven con mucha inquietud y miedo, llamándolo, *fuegos fátuos, fuegos ardientes*, y *meteóros*.

Estos *vapores sin calor*, como los llamaba Neuton, se desprenden con mucha mas frecuencia en verano, que en invierno, porque la descomposicion espontánea de las substancias animales es mas activa en la primera que en la segunda de estas estaciones. Particularmente se desprenden en los parajes donde el suelo muy resquebrajado cubre despojos orgánicos, enterrados despues de mucho tiempo.

En los espaciosos pantános de los Estados Unidos, principalmente en el Vallado, estos resplandores pasageros son mas frecuentes que en ninguna otra parte del antiguo continente. Puede verse en el número 51 de la Revista Británica, las observaciones muy interesantes sobre los fuegos

fátuos que tanto en América como en Europa, son una continuacion de supersticiones populares, y un motivo de dolor y de peligros por los viajadores descaminados durante la noche en las comarcas pantanosas.

El descubrimiento de los gases hidrógeno fosforado, que se debe á estos *fuegos fátuos*, no es muy antiguo, respecto de que el gas hidrógeno per-fosforado fue descubierto por Gengembre en el año de 1783, y el del hidrógeno fosforado por Davy en 1812.

El fósforo tiene muchas aplicaciones útiles, como se va á manifestar. Los químicos lo emplean á menudo para analizar el aire. Los médicos lo ordenan algunas veces como estimulante del sistema nervioso, disuelto en el éter, en los aceites ó en las grasas como mayores disolventes; pero es un remedio muy peligroso, porque aun en pequeñas cantidades, causa á menudo accidentes muy graves y algunas veces la muerte, produciendo una fuerte irritacion á las membranas que están en su contacto. Su uso mas comun es para la fabricacion de los *eslabones fosfóricos*. Estos se preparan tomando un tubo de vidrio ó de plomo, llenándolo hasta la mitad de fósforo, é inflamándole con una varita de hierro candente, y dejando arder y agitándolo hasta que se apaga. Durante esta operacion queda en la botella ó tubo un óxido de fósforo, y ácido fosfórico, mezclados con otra cantidad de fósforo no oxidado.

Cuando se introduce una pajuela azufrada dentro del eslabon arriba dicho, la combustion de la pajuela se verifica al mismo instante, por la combustion del fósforo, que el frote de la pajuela determina. Cuando la pajuela no se enciende de repente, bastará frotarla sobre un pedazo de filtro, ó sobre un corcho.

Dividiendo el fósforo con la interposicion de un cuerpo inerte, como arena, vidrio molido, ó magnesia, se obtienen *eslabones* mucho mas inflamables, que se venden en el comercio con el nombre de *Mastil inflamable*. Los *eslabones fosfóricos* puestos en uso de 15 años á esta parte, son muy cómodos, pero algo peligrosos, porque sacando

vivamente la pajuela del interior del eslabon, se arrastran á menudo pequeños pedazos de fósforo, que facilmente pueden quemar las manos ó los objetos sobre los cuales caen, como lo demuestran los varios incendios causados por el uso de estos eslabones.

DEL AZÚFRE.

Aunque el AZÚFRE no presenta una reunion de propiedades tan notables como el fósforo, no obstante es un cuerpo simple de los mas interesantes, por su grande utilidad, sea cual fuese la forma bajo que se presente. Es tambien uno de los cuerpos mas esparcidos en la naturaleza, tanto en el estado de libertad, como combinado con los otros cuerpos simples. Es conocido de toda la antigüedad, pero ha sido por mucho tiempo desconocida su verdadera naturaleza.

Dice Macquer, uno de los mas célebres químicos franceses del siglo XVIII, que el nombre de azúfre es el que mas se ha empleado en la química. Los antiguos químicos, lo usaban para nombrar todas las substancias inflamables y combustibles, sea cual fuere su naturaleza. El azúfre segun estos, era uno de los principios de los cuerpos, pues en todos le hallaban. Beccher y sobre todo Stahl su discipulo, rectificaron estas ideas erróneas al fin del siglo XVII, demostrando la diferente naturaleza de los cuerpos confundidos con el nombre comun de AZÚFRE. Pero se engañaron tambien como sus antecesores, considerando el azúfre ordinario, como un cuerpo compuesto. Solo en la época de la revolucion química del año 1777, los sabios franceses reconocieron la simplicidad de la naturaleza de este cuerpo, quien desde esta época ha sido colocado entre los cuerpos simples.

Puro ó mezclado con las substancias térreas, el azúfre se presenta bajo diferentes aspectos en la mayor parte de los terrenos, que constituyen la superficie del globo. Se le halla en capas, en masas, betas y en rocas de diferente na-

turaleza; algunas veces en cristales regulares ó perfectos, y muy á menudo en granos pequeños, y en polvo. Pero principalmente se halla en mayor cantidad cerca de los volcanes en ignicion. Es arrojado en cantidades considerables de las montañas volcánicas. El Vesubio, el Etna, los volcanes de Islandia, de Jaba, de Guadalupe, de la América meridional, le arrojan sin interrupcion. Hay ciertos volcanes apagados que sus alrededores están de tal modo impregnados de azúfre hasta la profundidad de 10 metros y aun mas, por cuya razon se les ha llamado *tierras de azúfre, sulfataras, ó azufrerías*, como la sulfatara de Pozzuolo, cerca de Napoles, las de las Antillas, etc. El azúfre que se necesita en Europa para la industria, se saca de Sicilia, y de Pozzuolo.

Los químicos han hallado mulios años ha, el azúfre en el reino orgánico. Desde la remota antigüedad, se le ha supuesto en ciertas plantas, como son el raifort, especie de rábano, el reponche, la coclearia, la mostaza, las flores del saúco, de tilo, de naranja, y muchas otras; tambien contienen azúfre los huevos, la lana, los cabellos, los pelos, los crines, etc., y finalmente segun Vauquelin, es uno de los elementos esenciales de la substancia cerebral.

Despues verémos cuales son los compuestos del azúfre, que se hallan en la superficie del globo.

Este cuerpo en su estado de pureza, tiene un hermoso color amarillo de limon, no tiene ni olor, ni sabor; no obstante el frote le comunica un ligero olor, y la facultad de atraer los cuerpos ligeros que se le aproximan. Algunas veces es opáco, pero generalmente es translucido ó transparente.

Un cañon de azúfre comprimido dentro la mano, deja sentir un crujido particular, y muchas veces se rompe en diferentes puntos. Esto depende de que siendo mal conductor del calórico, sus partes interiores se dilatan con mucha desigualdad, y por consiguiente se separan de los puntos del cañon mas calentados por la mano. Es muy quebradizo y fácil de pulverizar. Se funde á la temperatura de

108°, y forma un líquido muy fluido, transparente y de color amarillo, el que enfriándose lentamente, forma agujas de una transparencia perfecta, pero al contacto del aire se vuelven prontamente opácas, y muy quebradizas.

Si en lugar de dejar enfriar el azúfre fundido, se le calienta progresivamente hasta 220°, se inspira succesivamente, y toma un color rojo, y por fin queda tan espeso que no corre, y puede volverse el vaso en que se funde sin que se derrame una sola gota. Desde los 250° de calor hasta el punto de hebullicion que parece ser á los 400°, se mantiene líquido, pero conserva siempre su color rojo. Enfriado á 108° presenta todos los caractéres que tenia antes de haberse empleado para estos experimentos. Calentado, de nuevo se inspisa, toma color, etc. Los mismos pedazos pueden tambien ofrecer indefinidamente estas modificaciones, lo que prueba que estas, no son debidas á una alteracion, como se creía.

Pero lo que es mas curioso es, que el azúfre inspisado, enfriado repentinamente por la inmersion en el agua, queda blando, transparente, y conserva su hermoso color rojo. En este estado es bastante blando y ductil para poder hacer de él hilos tan finos como un cabello, y de muchos pies de longitud. El azúfre fundido á 168° y tratado de la misma manera, se vuelve quebradizo, opáco y conserva su color amarillo.

Los moldadores, y grabadores, sacan mucha ventaja de estas propiedades, valiéndose del azúfre ablandado en el agua, para sacar impresiones ó hacer moldes vacíos, que llenan de yeso en pasta. En el primer caso aplican sobre una medalla ligeramente impregnada de aceite que quieren de nuevo obtener, yeso bien fino reducido á una pasta clara, y obtienen de este modo un molde vacío, en el que vacian en seguida azúfre blando, el que toma la figura de la medalla y se endurece despues de algunos dias. Por este método se obtienen todas las medallas de azúfre que se venden en las plazas públicas. Se hace tomar el color rojo al azúfre con el minio, ó el negro con la plombajina.

El azúfre calentado fuertemente en un vaso cerrado, entra en hebullicion á los 400° de calor, y se reduce á vapores de color anaranjado, que se condesan al contacto de un cuerpo frio, bajo la forma de un polvo muy fino, que vulgarmente se llama *flor de azúfre.*

El azúfre arde en el aire á los 150° de calor, y entonces despide una llama azulada y unos vapores de un olor muy conocido, que son los que se desprenden cuando se enciende una pajuela comun. Estos vapores son un gas llamado ácido sulfuroso. El azúfre ardiendo en una atmósfera de gas oxígeno puro, despide una llama mucho mas viva que en el aire, y un volúmen de oxígeno, forma á corta diferencia un volúmen igual de ácido sulfuroso. Cuando el aire ó el oxígeno es húmedo, ademas de este gas se forma otro ácido mas oxígenado, que se llama ácido sulfúrico, aunque la cantidad de este es muy corta.

El azúfre puede unirse con casi todos los demas cuerpos simples. Con el hidrógeno forma el ácido *hidro sulfúrico* ó *hidrógeno sulfurado*, del que hablarémos luego. Es insoluble en el agua, y no tiene accion sobre esta á cualquiera temperatura.

El azúfre siendo volátil, y hallándose casi siempre mezclado ó combinado con otras substancias de diferente naturaleza, presenta un medio fácil para extraerlo. Consiste en purificar el que se halla en las sulfataras por medio de dos destilaciones succesivas. La primera se practica de un modo un poco grosero, en una especie de botes de tierra, colocados sobre los dos lados de un horno hecho con ladrillos, mas largo que ancho que se llama galera. Los vapores se condensan en otros botes iguales, en comunicacion con los primeros y colocados fuera del horno. El producto de esta destilacion que se verifica en el mismo lugar de la explotacion, ó á corta distancia de la azúfreria, es el que se llama *azúfre bruto*, y que se espide en el comercio en pedazos irregulares de un color gris, amarillo intenso, ú obscuro, y contiene de 12 á 15 por 100 de substancias térreas.

Es indispensable una segunda destilacion, hecha con cui-

dado para obtener el azúfre puro y propio para los diferentes usos de las artes y medicina. En Marsella y en Ruan lo obtienen con una grande caldera en lugar de retorta, que arroja los vapores del azúfre dentro de un espacioso aposento hecho de mamposteria, que sirve de recipiente. Si en corto tiempo se destila mucho azúfre, el calor producido por la condensacion de los vapores, calienta las paredes del aposento, lo suficiente para que el azúfre que se sublima en ellas tome el estado líquido, y entonces cae derretido sobre el suelo, y por medio de una llave colocada á la parte mas baja del suelo del aposento, se le saca despacio y se vacía en moldes de boj ligeramente cónicos, en los que toma la figura de cilindros, que se venden en el comercio con el nombre de *azúfre de cañon*.

Cuando la capacidad del aposento es muy espaciosa, ó se hacen llegar los vapores de azúfre con menor rapidez, estos se condensan sobre las paredes poco calientes, bajo la forma de un polvo amarillo, que es la *flor de azúfre* ó *el azúfre sublimado*, pero en este estado el azúfre es menos puro que cuando ha sido fundido, pues está siempre impregnado de ácido sulfuroso ó sulfúrico, que facilmente se le separa lavandolo con agua hirviendo.

El azúfre es una substancia preciosa en muchas operaciones químicas, y un objeto de inmenso consumo. Es uno de los ingredientes de la pólvora, y de la mayor parte de las composiciones de fuegos artificiales. Se emplea á menudo para unir el hierro con las piedras. La medicina obtiene grandes ventajas de sus propiedades medicinales, principalmente para la curacion de las enfermedades cutáneas.

Su grande combustibilidad y su precio bajo, le hacen emplear desde los siglos mas remotos, para determinar la combustion de los otros cuerpos menos inflamables. Las *pajuelas* son el mejor medio de proporcionarse luz, y su preparacion es muy sencilla. Generalmente se fabrican con madera de álamo blanco, de sáhuce, ó de abedul muy seco, que se hiende por medio de un grande cuchillo semejante al de los panaderos en pequeños palillos cuadrados.

Es increible la destreza de los obreros que ejecutan esta operacion, pues concluyen de 4 á 5000 palillos en una hora. Se han inventado máquinas ó cepillos que parten hasta 6000 pajüelas en una hora, pero no se han puesto en uso porque el coste de su construccion y recomposiciones es muy subido, con respecto al valor del producto que proporcionan.

Los palillos despues de obtenidos, se arreglan en paquetes ó hacecillos, que se introducen alternativamente los dos estremos en azúfre fundido. Cada pajuela retiene una gotita de azúfre, que no tarda á adherirse al palillo y á solidificarse.

Para encender fuego é inflamar las pajuelas se sirven las casas de familia de un *eslabon*, que se compone de tres partes esenciales, á saber, de una lámina de acero trabajada al intento en forma oval y llana, de un pedernal ó *piedra de fusil* con cortes agudos, y de una substancia vejetal muy combustible, conocida con el nombre de *yesca*, la que es un verdadero hongo llamado *agárico yesquero*, que crece sobre las encinas viejas. Se le divide en pedazos delgados que se hacen secar, machacandolos para ablandarlos y estenderlos en láminas mas delgadas, y embebiendolos en una disolucion de salitre, ó arrollandolos con pólvora muy fina para hacerlos mas inflamables.

Nada mas vulgar que el uso del eslabon, y nada menos conocido que la teoría de este instrumento. El pueblo tiene una falsa idea del origen del fuego, que proporciona el eslabon. Ábrase un diccionario, y se leerá que el eslabon es una pieza pequeña de acero, que se emplea para sacar *fuego del pedernal*, definicion del todo inexacta como se va á ver.

Pasando rápidamente el eslabon de acero sobre el pedernal, las asperezas cortantes de esta piedra tan dura, dejan un surco en el metal, despegando partículas pequeñas de acero que el frote calienta hasta la incandescencia y arden entonces en el aire oxidandose. Es pues la combustion rápida de las partículas del acero, calentado por el choque de la piedra, quien produce estas chispas que caen sobre la yesca, y la en-

cienden. Lo mismo sucede cuando saltan chispas de fuego debajo los pies de los caballos, sus herraduras chocando vivamente contra los empedrados, se calientan, se liman, y las partículas metálicas que saltan arden vivamente absorviendo el oxígeno del aire.

¿Quien ignora que el frote es un manantial abundante de calor? Los pueblos salvajes no se valen de otro medio para encender fuego, que restregando fuertemente dos palos el uno contra el otro, colocando un tercero entre los dos y haciendolo rodar como cierta barrena berbiqui. En ciertos paises se pasa una cuerda al rededor de un palo bien seco, se tira á derecha y á izquierda y el frote le enciende. Finalmente dos discos de hielo frotado el uno contra el otro en una atmósfera debajo de cero, no tardan en derretirse como lo ha manifestado Davy.

De lo que acabamos de esponer se infiere, que no hay arte por sencillo y ejercitado que sea, que no pueda presentar al químico ocasiones de emplear utilmente sus conocimientos, y rectificar errores inveterados por el decurso del tiempo.

Terminarémos esta leccion con el estudio de uno de los mas importantes compuestos del azúfre, llamado *ácido sulfuroso*, y en la siguiente hablarémos del *ácido sulfúrico* y del *gas hidrógeno sulfurado*.

DEL ACIDO SULFUROSO.

El ÁCIDO SULFUROSO ha debido ser uno de los prinmeros ácidos conocidos, respecto de que se forma con abundancia cuando el azúfre arde al contacto del aire. Desde mediados del siglo diez y siete, se ha considerado el ácido sulfuroso como un cuerpo particular por Stahl, uno de los mas célebres químicos alemanes, á quien se debe la primera doctrina filosófica que la ciencia ha poseido. Lavoisier en el año de 1777 demostró la composicion del ácido sulfuroso, cuya historia se ha completado en estos últimos años.

Este ácido se forma y se desprende en grande abundancia, en las inmediaciones de las montañas sujetas á la accion de

los fuegos subterráneos. Todos los volcanes en ignicion escepto los del ecuador, segun Boussingault le exhalan de sus crateres, pero especialmente mientras duran sus operaciones y despues de concluidas. Las sulfataras lo desprenden constantemente, y á él debe atribuise lo peligroso, que es acercarse á estos lugares, en razon de la sofocacion que determina. A él se le atribuye la muerte del naturalista Plinio, quien pereció por haber querido examinar demasiado cerca, la famosa erupcion del Vesubio, que el mismo dia sepultó el Herculano, Pompeya y Stabia debajo de un diluvio de cenizas.

Este gas doble, mas pesado que el aire, é invisible como él, manifiesta luego su presencia por su olor picante y desagradable. Cuando es respirado en grande cantidad, irrita la garganta, causa tos y estornudos, arranca lágrimas, causa una opresion muy dolorosa y de repente ahoga y mata. Apaga repentinamente los cuerpos en combustion, enrojece fuertemente la tintura de tornasol y destruye poco á poco su color. Resiste las mas altas temperaturas sin descomponerse.

Es prontamente absorvido por el agua, la que tiene mucha afinidad con este gas, pues que á la temperatura de 18° disuelve 43 volúmenes. Esta disolución tiene el olor, el sabor y todas las demas propiedades del ácido gaseoso. Espuesta al contacto del aire, absorve lentamente el oxígeno y se convierte en ácido sulfúrico, por consiguiente es preciso conservarla sin que el aire le llegue.

El ácido sulfuroso no es un gas permanente, pues que la presion de tres ó cnatro atmósferas y á la temperatura de 17° bajo cero, se le liqüa. Y se obtendrá el mismo resultado sujetandolo solamente á la temperatura de 20° bajo cero.

En este estado forma un líquido sin color, transparente muy volátil que hierve á 10° bajo cero. El frio que se produce por su evaporacion espontánea, bajo el termómetro á 51° bajo cero, y en el vacío de la máquina neumática, llega el frio á 68°. Los químicos han aplicado este descenso tan considerable de temperatura para helar el mercurio, que queda líqui-

do á 40° bajo cero, y para licuar muchos otros gases que hasta ahora se consideraban como permanentes, y estos son el cloro, el hidrógeno sulfurado y el gas amoniacal.

El gas ácido sulfuroso, tiene la propiedad de blanquear las substancias animales sin alterarlas. La industria aprovecha en muchas circunstancias esta preciosa propiedad, como mas adelante dirémos. La mayor parte de los colores vegetales son del todo destruidos por este ácido. Algunas substancias colorantes extraídas de las subtancias animales, como la cochinilla, resisten á su accion; por consiguiente no es un ajente descolorante, tan general como el carbon, y sobre todo como el cloro, como se manifestará. Finalmente no se conoce aun muy bien la accion que ejerce en este caso. Unos creen que verifica la dexosijenacion de las substancias colorantes, otros como Grotthuss, suponen que se combina con ellas formando un compuesto que carece de color. Esta cuestion necesita nuevos experimentos.

La preparacion del gas ácido sulfuroso es muy sencilla. Cuando se necesitan grandes cantidades de este ácido, como en los talleres de tintorería, donde se blanquea la lana y la seda, en las fábricas de ácido sulfúrico, ó en fin en los establecimientos donde se curan las enfermedades de la piel, se obtiene con la simple combustion del azúfre en el aire.

Para las fumigaciones sulfurosas, se colocan los enfermos dentro una caja de madera, en la cual se quema azúfre, que muy pronto llena de gas sulfuroso todo su interior. La cubierta horizontal de la caja tiene un agujero, por el cual sale la cabeza del enfermo, á fin de que los vapores del azúfre, que bañan el restante de su cuerpo, no le incomoden.

La adjunta figura hará comprender, mejor que cualquiera descripcion, la construccion de estas cajas fumigatorias.



La idea de emplear el gas sulfuroso para la curacion de la sarna, se debe al químico Glauber (1659). M. D' Arcet fué quien estableció con una perfeccion que no deja nada que desear, los aparatos muy sencillos y de poco coste, adoptados ó puestos en todos los hospitales para la curacion de las enfermedades cutáneas. Diez fumigaciones bastan para la curacion completa de una sarna sencilla. Cada fumigacion solo cuesta 5 céntimos, á saber: un céntimo por el azúfre y cuatro por el combustible; de suerte que la curacion completa, solo cuesta 50 céntimos (en Francia), que equivalen á medio franco ó 60 maravedises de España. Es imposible curarse á menos coste.

La formacion del gas sulfuroso para blanquear la lana ó la seda, es tambien de poco coste. Hé aquí como se manipula en Lion el azuframiento de la seda.

Escojen un aposento aislado y sin chimenea, con dos ventanas puestas de frente en sus estremos que se abran por afuera, para que pueda facilmente establecerse en el interior una corriente de aire. En este aposento se ajustan listones á una distancia de tres metros de altura. Se tapan con cuidado las aberturas del techo, de las paredes y del suelo, á fin de privar las salidas ó absorcion del gas sulfuroso. Se colocan en los listones las sedas mojadas, despues se coloca en el aposento un tiesto que contiene azúfre encendido. Por 100 quilógramos, ó tres cientas libras de seda, se emplean á corta diferencia dos quilógramos, ó cin-

co libras de azúfre. Se cierran las puertas y las ventanas, tapando las rendijas con arcilla húmeda, y se abandona la operacion á ella misma. El azúfre se convierte en gas sulfuroso, por medio del oxígeno del aire, y este ácido, condensado por el agua que baña la seda, obra sobre la materia colorante de esta y la destruye. Despues de 24 horas ó á la mañana siguiente, se abren las puertas y las ventanas para que el aire esterior entre en el aposento, despeje el esceso de gas ácido sulfuroso y seque la seda. En el invierno luego que el olor sofocante es disipado, se cierran las ventanas, y se hace secar la seda introduciendo en el cuarto estufillas de hierro con ascuas de fuego.

Esta operacion da no solamente una grande blancura á la seda, si que tambien un crujido, ó una especie de batido elástico, que se hace sentir cuando se aprieta entre los dedos.

El azuframiento de las lanas se ejecuta por el mismo método.

En los laboratorios se obtiene el gas ácido sulfuroso, desoxigenando en parte el ácido sulfúrico. Para esto se emplea el mercurio, cuando se quiere obtener el gas perfectamente puro, ó bien el carbon de leña reducido á pedazos, cuando se le quiere disolver en el agua; en este caso se pone el metal ó el carbon en un frasco con 5 partes de ácido sulfúrico concentrado á 66°, y se le calienta ligeramente, y por medio de un tubo se conduce el gas á una campana llena de mercurio, ó á un vaso medio lleno de agua destilada, si se le quiere disolver en agua.

En los dos casos el cuerpo combustible roba al ácido sulfúrico una porcion de su oxígeno, y lo reduce al estado de gas ácido sulfuroso. El mercurio se halla convertido en óxido, que se une con el exceso de ácido sulfúrico y forma una sal, que queda en el frasco bajo el aspecto de un polvo blanco. El carbon se cambia en ácido carbónico que pasa con el gas sulfuroso á unirse con el agua del vaso, en el que este solamente se disuelve.

Ademas de las aplicaciones, que se han hecho de las pro-

piedades del gas sulfuroso, para la curacion de las emfermedades de la piel y blanqueo de los tejidos, se saca mucha utilidad de este ácido en las artes. Se usa para blanquear la cola de pescado, la goma tragacanto, la paja de los cereales con la que se fabrican sombreros de señoras, y demas labores muy antiguos. Se emplea tambien para quitar las manchas de las frutas de las telas y vestidos, para purificar los lugares infestados de miasmas pútridas, en los lazaretos, y en las embarcaciones, y para desinfestar los equipages, cubiertas, colchones, etc, que se han empleado para enfermos infestados, de sarnosos, etc, para azufrar los toneles que deben conservar el vino, la cerveza, y otros líquidos fermentados. Este azuframiento impide que los líquidos se vuelvan ágrios.

Finalmente, el gas sulfuroso es muy útil para apagar los incendios de chimeneas, si se emplea al principio, y que el fuego no sea muy encendido, pero es preciso tomar ciertas precauciones para obtener todo el efecto útil de este medio. La primera es de echar sobre el hogar ó suelo de la chimenea, y sobre carbones encendidos, una cantidad bastante considerable de flor de azúfre. La segunda es de cerrar hermeticamente en lo posible, todas las aberturas de la chimenea, por las que el aire puede entrar, valiendose para esto de trapos mojados. El azúfre obra eficazmente formando por su combustion, torrentes de ácido sulfuroso, que es impropio para la combustion. Es necesario pues, concentrar todo lo posible este gas en los parages donde haya prendido el fuego, para que lo apague repentinamente. Sin esta precaucion, el gas se perderá por las aberturas, no obrará directamente sobre los cuerpos encendidos, y tendrá ademas el inconveniente de incomodar á los bomberos.

A Cadet de Vaux se debe la indicacion de los buenos efectos que produce el azúfre, y mejor el gas sulfuroso para apagar los incendios. Desgraciadamente este medio no está muy en uso.

Leccion undécima.

CONTINUACION DEL AZÚFRE Y DEL CLORO.

SUMARIO.

Del ACIDO SULFÚRICO. — Su preparacion en las fábricas. — Del ácido sulfúrico sólido, y del ácido sulfúrico de Sajonia. — Del ACIDO HIDRO SULFÚRICO. — Distincion de los *ácidos* en *oxacidos* é *hidracidos*. — Accion mortífera del ácido hidrosulfúrico. — Aplicaciones de este ácido á la destruccion de los animales dañinos. — Del CLORO. — Modo de obtenerse en los laboratorios y en las fábricas.

DEL ACIDO SULFÚRICO.

El ácido sulfúrico, es de todos los ácidos conocidos, el que presenta mas interés á los sabios y á la industria. Su fuerza mucha mas poderosa que la de todos los demas compuestos de su misma clase, y sobre todo su precio moderado, le han constituido el ajente mas útil y mas usado en las artes, pues sin él faltarian ciertos productos que son los mas precisos. La fabricacion de otros ácidos, la de la sosa artificial, la del alumbre, la del cloro, la de la afinacion de la plata, la sacarificacion de la fécula, el adobo de las pieles que deben curtirse, y para decirlo mejor, casi todas las operaciones de los manufactureros y de los laboratorios necesitan su auxilio.

Su historia está intimamente unida con la de la ciencia é industria, y puede considerarse su descubrimiento, como un hecho que mas ha contribuido al adelantamiento de los

conocimientos humanos, y al acrecentamiento de las artes. Si se poseiese dice Dumas un estado exacto de las cantidades de ácido sulfúrico consumidas anualmente en diversos paises y á diferentes épocas, no hay duda que este estado presentaría á un mismo tiempo la medida precisa del desarrollo de la industria general para estas épocas ó para estos paises.

Este ácido fué desconocido de los antiguos, y seguramente por esto, no se adelantaron mucho las artes industriales. Basilio Valentin célebre alquimista de Erfurt monge Benedictino, nacido en 1394, fué el primero que habló de este ácido á mediados del siglo XV; pero Gerard Dorneeus describió sus caractéres distintivos en el año de 1570.

El procedimiento seguido al principio para obtenerlo, consistía en calcinar dentro una retorta el sulfato de hierro, llamado ya entonces *vitriolo verde* ó *caparrosa*. Como el ácido que caía en el recipiente era muy concentrado, y tenia la densidad del aceite, ignorandose por otra parte completamente su naturaleza, se le dió impropiamente el nombre de *aceite de vitriolo*, y el de espíritu de vitriolo cuando estaba diluido en agua. La mayor parte de los químicos desde el siglo XVI, han estudiado este ácido, y sus propiedades tan notables no tardaron en ser útilmente aplicadas á las artes. Hasta la época de los trabajos de Lavoisier sobre la combustion, se ha cometido el error insiguiendo la opinion de Stahl, de creer que el ácido sulfúrico se hallaba todo formado en el azúfre, que entonces se tenia como un compuesto de *aceite de vitriolo*, y de la parte mas pura del principio inflamable llamado *flojisto*. El químico francés demostró de un modo incontestable que, el *ácido vitriólico* ó *sulfúrico* era compuesto de azúfre y oxígeno en proporciones diferentes de las que se forma el ácido sulfuroso. Sus succesores solo han completado la historia de este ácido, y rectificado los ligeros errores cometidos por Lavoisier en su analísis, los que solo se deben atribuir á la imperfeccion de los métodos analíticos empleados á su tiempo.

El ácido sulfúrico es muy comun en la naturaleza; está

combinado con los óxidos metálicos, formando sales que se llaman *sulfatos*. Cuando está en estado libre no sucede lo mismo, porque ademas de que las circunstancias para formarse son muy pocas, es muy grande su afinidad con las bases, para que se halle jamas en abundancia al estado de pureza. Solamente se indica hallarse en algunas grutas, destilando de sus bóvedas, ó en las aguas de algunas fuentes ó arroyos. Mr. De Humboldt ha hallado en la América meridional, aguas que le deben su acidez; como son las del rio Pusambio que sale de la cima del volcan de Puracé, cerca la ciudad de Popayan. Los indios que no conocian otro ácido que el vinagre, llamaban á este rio ácido, *rio vinagre*.

Como ya se ha dicho, el primer procedimiento que se usó para obtener el ácido sufúrico, fue destilar vitriolo ó sulfato de hierro. A principio del siglo XVII habiendo reconocido Angelus Sala que se formaba el ácido sulfúrico, quemando el azúfre en un vaso húmedo, no tardó en adoptarse este método por los farmacéuticos, por razon de la construccion de los vasos con que se trabajaba, y se dió al ácido obtenido el nombre de *aceite* ó *espiritu de azúfre por la campana*. Mucho tiempo despues, por consejo de Le Févre y de Lemery se añadió al azúfre para ayudar su combustion, una determinada cantidad de *nitro* ó *salitre*. En Inglaterra se ejecutó desde luego el procedimiento de estos dos químicos franceses en grandes cantidades. Ward estableció por el mismo método una fábrica en Richmond cerca de Londres. Los globos con los que trabajaba, eran de la capacidad de 300 litros. El precio del ácido sulfúrico bien pronto subió á 32 francos 70 centimos el quilógramo, y posteriormente á 6 francos 20 centimos.

En el año 1746 se emplearon los globos de vidrio con grandes aposentos de plomo. Esta importante mejora, que es un acontecimiento memorable en la historia de los progresos de esta industria, se debe á los ingleses llamados Roebuck y Garbett que mandaron construir un cuarto de plomo en Birmingham. Desde entonces el precio del ácido reducido á 40 ó 50 centimos el quilógramo pudo aplicarse

para los trabajos de muchos oficios, que hasta entonces habian quedado estacionarios. En adelante solo se ha modificado y perfeccionado el mismo procedimiento.

El nombre que se ha dado á los aparatos, que actualmente se emplean en las fábricas para la preparacion del ácido sulfúrico, manifiestan lo bastante su construccion. Figúrese un grande cajon rectangular, cuyas paredes sean forradas por láminas de plomo, muy bien soldadas entre sí, de modo que no quede abertura alguna. El fondo de este cajon descansa sobre valdosas de piedra que se elevan cerca dos metros sobre el suelo. Los lados y el techo están aislados por todas partes y sostenidos por una armadura de madera exterior. Este aislamiento del aparato facilita reconocer con mucha prontitud, las aberturas que muchas veces se manifiestan en las planchas. La capacidad de estos cuartos varía hasta el infinito. La que está mas generalmente usada para los fabricantes, que solo poseen una, es de 684 metros cúbicos. Generalmente se hacen comunicar muchos cuartos juntos, y en este caso, cada uno de ellos solo consta de 51 ó 68 metros cúbicos.

Para obtener ácido sulfúrico, se dirige al cuarto de plomo una corriente de gas sulfuroso y de *deutóxido de azoe*, y despues de un rato cierta cantidad de vapor de agua. Se obtienen los dos primeros gases, haciendo arder en uno de los ángulos del cuarto y en una artesa de hierro colado, una mezcla de 100 partes de azúfre con 8 de nitro. Por una série de reacciones bastante complicadas, el ácido sulfúrico se forma y se reune en el suelo del cuarto, de donde se saca por medio de llaves. Pero en este estado es muy impuro y muy débil, pues solo marca regularmente 40° en el areómetro de Baume.

Es preciso concentrarlo antes de venderlo al comercio, porque solo se recibe cuando marca 66° al mismo areómetro de Baume. Esta concentracion se obtiene por medio de dos distintas operaciones. Se concentra cerca los 55 ó 58° de densidad, haciendolo calentar ó evaporar en anchas calderas de plomo, y despues se concluye su evaporacion

en un alambique de platino. Cuando el ácido está á 66° se saca del alambique por medio de un sifon de platino que tiene adaptado, y en el cual se enfria antes de caer en las damajuanas de barro (gres) donde se le recibe.

El ácido sulfúrico del comercio jamas es puro, contiene siempre en disolucion muchas sales estrañas, pero entran en tan corta proporcion, que no cambia sus caractéres. Se halla la cantidad de estas sales, haciendo evaporar 50 ó 60 gramas de ácido en una evaporadera de platino. En la práctica se tiene el ácido por bueno, cuando solo deja un residuo de 5 milésimas.

Para las investigaciones ó analísis de los laboratorios, es indispensable purificar este ácido. Se logra, destilándolo con un aparato de vidrio sin lodos ni tapones.

Los caractéres del ácido sulfúrico puro, son los siguientes.

Se presenta líquido, sin color, sin olor y de una consistencia aceitosa. Su sabor es de los mas ácidos, es un cáustico violento, que quema y corroe todos los tejidos dejándolos de un color negro. Tomado en pequeñas cantidades, determina prontamente la muerte de los animales, sufriendo dolores los mas agudos.

Una sola gota basta para enrojecer una grande cantidad de tintura de tornasol. En su mayor grado de concentracion contiene 18 por 100 de agua, que no se le puede quitar por la accion del calor. Es preciso unirlo con ciertos óxidos para obtener este resultado.

Hierve á la temperatura de 31°, y se destila sin experimentar alteracion alguna. Pero si se le sujeta á un calor rojo, se descompone y convierte en dos volúmenes de gas ácido sulfuroso, uno de oxígeno y ademas en agua en vapor.

Puesto en una atmósfera muy húmeda, absorve 15 veces su peso de agua, si se tiene cuidado de mezclar á menudo las diferentes capas de líquido, y prolongar lo suficiente el experimento. Para mantenerle en su estado de condensacion, es preciso guardarlo en vasos muy bien tapados. Igual precaucion, es indispensable para que no tome color, porque la accion del aire lo vuelve negruzco. Esto depende

de que los polvos orgánicos, que sin cesar volotean en la atmósfera, al contacto de este ácido, son prontamente descompuestos y carbonizados.

La causa de esta destruccion depende de la grande afinidad de este ácido con el agua. Determina la reunion del hidrógeno y del oxígeno de estas dos substancias, formando agua, y por consiguiente pone en libertad su carbono que queda en suspension en el líquido y lo ennegrece. De igual modo obra sobre todas las substancias vegetales y animales, reduciéndolas inmediamente á carbon.

Diluido y colorado de este modo, el ácido sulfúrico queda á su primitivo estado de concentracion, y sin color cuando se le calienta dentro de un vaso hasta que empieza á desprender vapores blancos. El agua que tenia un exceso, se volatiliza junto con los gases ácido sulfuroso y ácido carbónico, que resultan de la desoxigenacion parcial de una parte de ácido por el carbon. Se ha manifestado en la leccion anterior, que el ácido sulfúrico calentado con carbon, se halla reducido por este, al estado de ácido sulfuroso.

La mayor parte de los demas cuerpos simples obran sobre él del mismo modo.

El ácido sulfúrico se mezcla con el agua en todas proporciones. Cuando se echa por gotas dentro del agua, se precipita al fondo como un jarabe, por razon de su grande densidad. Cuando se agita para mezclar las dos capas sobrepuestas, la combinacion se verifica instantáneamente acompañada de un grande desprendimiento de calor, proporcional á la cantidad de ácido vertido en el agua. Partes iguales de estos dos líquidos producen una elevacion de temperatura de 95° centígrados, al paso que 4 partes de ácido y 1 de agua elevan el termómetro hasta 120°, es decir, mas allá del punto de hebullicion del agua. Por consiguiente, segun esto, no causaria sorpresa lo que dijo Lavoisier y Laplace, que mezclando 734 gramas de agua y 979 gramas de ácido sulfúrico concentrado, se produjese bastante calor para derretir 1529 gramas de hielo.

El hielo ó la nieve mezclado con el ácido sulfúrico, en

ciertas proporciones, se derrite prontamente y produce unas veces calor y otras frio. Una parte de hielo con 4 partes de ácido concentrado, forman un líquido, cuya temperatura llega rápidamente hasta 100°. Con 4 partes de hielo, por 1 parte de ácido se obtiene al contrario un descenso de temperatura de 20° bajo cero. Estos fenómenos en la apariencia contradictorios, se comprenden facilmente. Atiéndase que el ácido con poca agua forma una combinacion que como todas las demas combinaciones químicas, va acompañada de un desprendimiento de calor, mientras que el hielo necesita para liqüarse, absorver mucho calórico de los cuerpos con los que está en contacto. En el caso presente el hielo roba el calórico al ácido sulfúrico. Segun las respectivas proporciones de hielo y de ácido, el uno de los dos efectos indicados debe prevalecer sobre el otro, de donde resulta unas veces calor y otras frio.

Han llegado los químicos en estos últimos años, á obtener el ácido sulfúrico privado de agua. En este estado es sólido, cristalizado en largas agujas opácas y sin color, de un brillo sedoso parecido al amianto. Para poder conservarse en este estado, es preciso preservarle del contacto del aire y del calor. En el aire despide densos vapores, y se convierte luego en ácido sulfúrico líquido, atrayendo la humedad, y calentado solamente á 25 ó á 30°, se reduce completamente en vapores blancos.

Para obtener el ácido sulfúrico sólido ó en hidro, es decir privado de agua, conocido en el comercio con los nombres de ácido *sulfúrico de Sajonia, ácido fumante ó glacial de Nordhausen*, se sujeta á un suave calor en una retorta de vidrio el ácido sulfúrico, obtenido del sulfato de hierro por la calcinacion. Este ácido de Nordhausen, toma el nombre de una pequeña villa de Sajonia, en donde se obtiene aun por el procedimiento de Basilio Valentin, que consiste en mezclar en diferentes proporciones ácido sulfúrico en hidro y ácido sulfuroso. Esta mezcla que en el aire humea ligeramente, se emplea principalmente para disolver el añil, con el que se tiñe la lana de *azul de Sajonia*. El

ácido de Nordhausen debe la propiedad de disolver con mucha mas facilidad el añil que el ácido sulfúrico ordinario, á la union y presencia del ácido en hidro.

Los ácidos sulfuroso y sulfúrico, de los que acabamos de hablar, constan sus 100 partes de

	Azúfre.	Oxígeno.
Ácido sulfuroso.	50,15	49,86.
Ácido sulfúrico en hidro.	40,14	59,86.

El ácido sulfúrico á 66° está formado de

Ácido sulfúrico en hidro.	81,68.
Agua.	18,32.

El ácido sulfúrico en hidro, puede representarse por

2 volúmenes de ácido sulfuroso
1 volúmen de oxígeno.

Tratemos ahora del compuesto ácido del hidrógeno, y azúfre llamado ácido hidro sulfúrico.

DEL ACIDO HIDRO SULFÚRICO.

Los químicos, despues de haber divagado mucho tiempo sobre la naturaleza de los ácidos, admitieron escudados con la autoridad de Lavoisier, que el oxígeno era el principio acidificable, y que todos los ácidos eran el resultado de la oxigenacion de los cuerpos combustibles. Esta opinion permaneció hasta la época de los trabajos notables de Gay-Lusac y Thenard, sobre el cloro, es decir, hasta el año 1812. No obstante, desde el año 1794, Berthollet trató de demostrar que Lavoisier habia generalizado demasiado su teoría, y que la acidez no es siempre debida al oxígeno, haciendo ver que el *hidrógeno sulfurado*, que goza efectivamente de las propiedades de un ácido, era únicamente formado de azúfre y de hidrógeno. El descubrimiento de la naturaleza química del ácido muriático, en el que solo se halló cloro é hidrógeno, el que se hizo posteriormente de compuestos semejantes, formados solamente de

principios combustibles, convencieron á los químicos modernos, que si bien el oxígeno tiene á una alta temperatura, la facultad de acidificar un grande número de cuerpos, esta no le pertenece esclusivamente, pues que la poseen tambien de un modo enérgico, el cloro, el azúfre y muchos otros cuerpos simples.

Los ácidos binarios en vista de estos datos, se han dividido en dos clases, á saber, en OXÁCIDOS, que son los que deben su principio acidificante al oxígeno, y en HIDRÁCIDOS á los que contienen hidrógeno. Esta última denominacion es viciosa, porque induce á creer, que el hidrógeno es el principio acidificante, y que por consiguiente en estos ácidos ejerce una accion que es propia del oxígeno en los primeros. Esto no es así, pues que el hidrógeno al contrario es acidificado por el oxígeno. Sin embargo, como esta division es cómoda nos valdrémos de ella.

El hidrógeno sulfurado es pues un *hidrácido*, y por esto se le llama ÁCIDO HIDRO SULFÚRICO, y mejor ÁCIDO SULFI HIDRICO.

Este ácido ha sido examinado en su principio por Cartheuser y Baumé, y estudiado con cuidado en 1773 por el jóven Rouelle, y en 1777 por Scheele. Durante mucho tiempo fue conocido con el nombre de *aire hediondo* por razon de su olor fétido.

Se halla en disolucion en ciertas aguas minerales, á las que comunica las propiedades que las caracterizan. Estas son conocidas desde tiempo inmemorial, como ya se tiene dicho, con los nombres de *aguas sulfurosas*, y *aguas hepáticas*.

Se forma á nuestra vista en muchos casos. Es un producto de la descomposicion de las substancias orgánicas que contienen azúfre. Por esto le vemos desprender constantemente de las letrinas, de los depósitos fétidos, donde se reunen las inmundicias de las ciudades, de los pantános, fosos, y canales, donde permanece estancada el agua del mar, y de los huevos corrompidos. Se forma tambien en los intestinos del hombre, y de los animales por el efecto de la digestion, y

tambien hace constantemente parte de los gases que llenan las entrañas en todas las épocas de la vida.

Este ácido es gaseoso, sin color como el aire, de un olor fuerte y desagradable, su sabor es ácido, y dulce todo á un tiempo. Enrojece lijeramente el tornasol: es un poco mas pesado que el aire: apaga los cuerpos en combustion: es irrespirable, y deletereo en términos que apenas se percibe la rápidez de su accion. El animal que lo respira puro, cae como herido por un balazo. Cuando el gas está mezclado con mucho aire, la muerte es casi repentina. Resulta de los experimentos, hechos por Thenard y Dupuitrem que un pájaro muere en un aire que contenga solamente 1/1500 de su volúmen, que un perro de mediana estatura muere en un aire que contenga una 1/1000 de este gas, que un caballo se desmaya en menos de un minuto en una atmósfera que esté cargada de 1/250. No es necesario aun que los animales respiren este gas para ser asfixiados por él, pues es bastante segun Chaussier y Nysten, que su cuerpo, ó solamente uno de sus miembros esté sumergido en una atmósfera de este gas puro, para que mueran en menos de 15 á 20 minutos.

A este gas debe atribuirse la causa de las desgracias que á menudo suceden á los encargados de la limpia de las letrinas.

Cuando se acerca una vela encendida á la boca de una campana de este gas, se enciende y arde con una llama azulada, parecida á la del azúfre, y pierde su mal olor, el que es reemplazado por otro sofocante de ácido sulfuroso. Los productos de su combustion consisten en agua y ácido sulfuroso; pero como el aire no está en proporcion suficiente, la mayor parte del azúfre no se quema, por consiguiente se deposita sobre las paredes de la campana en forma de polvo amarillo.

No sucederia lo mismo, si se quemase un volúmen de hidrógeno sulfurado con $1\frac{1}{2}$ de oxígeno, pues en este caso resultaria un volúmen de vapor de agua, y otro de ácido sulfuroso.

1 volúmen de ácido hidro sulfúrico...	1/2 volúmen de azúfre + 1 volúmen de hidrógeno.
Añadiendo 1 volúmen 1/2 de oxígeno distribuido asi.	1 volúmen de oxígeno + 1/2 volúmen de oxígeno.
Resultado..........	1 volúmen ácido sulfuroso + 1 volúmen de vapor de agua.

Verificando esta reaccion en una redoma de vidrio de la capacidad de medio litro, aproximada de una vela encendida, tiene lugar una fuerte esplosion.

El agua disuelve tres veces su volúmen de gas ácido hidro sulfúrico á la temperatura de 18°. Esta disolucion tiene el olor y el sabor del gas, sin tener propiedades deletéreas de este, pues que se emplea en la curacion de ciertas enfermedades. Esta misma disolucion abandona ó pierde por la hebullicion puesta en el vacío dicho gas. Se altera muy prontamente al contacto del aire, uniéndose el oxígeno de este con hidrógeno de una parte de gas, y precipitando el azúfre. Por esta razon la disolucion es siempre un poco turbia, y los vasos que la contienen presentan en sus paredes un precipitado blanco, y pulverulento de azúfre.

Este gas ataca la mayor parte de los metales y los ennegrece á la temperatura ordinaria. Esto depende que su *azúfre* se combina con ellos formando compuestos negros que se llaman sulfuros. Los utensilios de plata, cobre, plomo, y estaño son á cada instante ennegrecidos en nuestras casas por las emanaciones del hidrógeno sulfurado que los atacan. Las pinturas compuestas de óxidos metálicos experimentan los mismos efectos. Casi siempre cuando se verifica la limpia de las letrinas, el hidrógeno sulfurado que se esparce en los aposentos, ennegrece los techos artesonados, los bronces, los adornos de plata, los utensilios de cocina, causando grande perjuicio á los propietarios de estos objetos. Los huevos podridos y aun los frescos, que se cuecen en vasos de plata, tienen la propiedad de ennegrecer su superficie por efecto de un continuo desprendimeinto de hidrógeno sulfurado.

Cuando los metales estan disueltos en los ácidos, este gas

obra igualmente sobre ellos, y los precipita en forma de polvos colorados, que consisten en sulfuros metálicos. Los titiriteros de plazas públicas han sabido sacar partido de esta propiedad, para escitar la admiracion y aumentar la credulidad del pueblo que los escucha con tanta confianza. Introducen en un vaso que contiene un poco de gas ácido hidro sulfúrico papeles blancos, sobre los cuales de antemano han trazado sus oráculos, con una ligera disolucion de sal de saturno. Al instante mismo se presentan los caractéres obscuros como por milagro sobre estos papeles. Este resultado se debe á la formacion de un sulfuro negro de plomo en todas las partes del papel escritas con la disolucion sin color de la sal metálica. Igual fenómeno resulta sobre la cara de las personas que se pintan con el blanco de afeite. Esta substancia contiene el óxido de bismuto, y este se vuelve repentinamente asi que se han esparcido por los aposentos las menores emanaciones sulfurosas.

La química felizmente nos ofrece los medios de preservarnos de la accion funesta y pronta del hidrógeno sulfurado. Cuando está esparcido por la atmósfera bastará desprender en ella cloro, el que siendo gaseoso como él, se esparce en el aire y ataca completamente el gas sulfurado, robandole su hidrógeno y dejando en libertad el azúfre.

Este fenómeno se manifiesta palpablemente haciendo pasar algunas burbujas de gas cloro dentro de una campana, que contenga ácido hidro sulfúrico. Los dos gases desaparecen, y á las paredes de la campana queda pegado el azúfre muy dividido. El cloro disuelto en el agua, echado sobre una disolucion de hidrógeno sulfurado, produce los mismos efectos.

Por esta razon las fumigaciones Guytoneanas desinfectan y purifican como por encanto, los locales infestados por el hidrógeno sulfurado.

El procedimiento mas fácil para procurarse este gas, en grandes cantidades, consisten en mezclar dos partes de limaduras de hierro con una de flor de azúfre, y la cantidad de agua necesaria para hacer una pasta que pueda calentar-

se suavemente. Asi que esta se ha vuelto negra, basta introducirla en una redoma y añadirle ácido sulfúrico debilitado. El gas hidro sulfúrico se desprende con rapidez, y se le recibe en campanas llenas de mercurio.

La teoría de esta operacion es muy sencilla. El agua se descompone, su hidrógeno se combina con el azúfre y forma el gas fétido que se quiere obtener; su oxígeno se une con el hierro formando un óxido, y le dispone para unirse con el ácido sulfuroso. La sal que resulta es la *caparrosa* ó *vitriolo verde* ó *sulfato de hierro.*

El gas hidro sulfúrico es un reactivo precioso entre las manos del químico, por medio del cual se distinguen los metales unos de otros disueltos en los ácidos. Aunque su accion sobre la economía animal sea mortífera, se ha sabido obtener efectos felices para la salud. Las aguas minerales sulfurosas naturales y facticias, tienen grandes usos en medicina.

En el estado de gas, puede servir con grande ventaja para la destruccion de los animales dañinos, que se esconden debajo la tierra. Thenard célebre químico de nuestra época, se ha dedicado á esta aplicacion con mucha ventaja para los arrendatarios, y demas que tienen almacenes de substancias comestibles, que los ratones destruyen algunas veces con una rapidez extraordinaria. Es muy fácil el medio de que Mr. Thenard se ha valido para destruir las lejiones de ratones que infestaban muchas embarcaciones.

Cuando se ven los agujeros que sirven de salida á las galerías subterráneas de estos huéspedes incómodos, se les ahoga introduciendo en aquellos una corriente de hidrógeno sulfurado. Para esto se emplean retortas tubuladas, de la capacidad de medio litro, en las cuales se ha puesto de antemano una mezcla de limaduras de hierro, azúfre y agua. Se ajusta un tubo de tres brazos en la tubalura por medio del cual se echa dentro la retorta el ácido sulfúrico debilitado. El cuello de la retorta se introduce en los agujeros en donde se sujeta con yeso. El gas se desprende en abundancia, se esparrama por todas las madrigueras, y en

un instante mata los animales que estaban escondidos. Si los agujeros de estas madrigueras subterráneas son muchos, lo mejor que se puede hacer, es taparlos con una capa de yeso ó arcilla. Los ratones destapándolos indican su salida pronta, y dan lugar á obrar á golpe seguro. Puede aplicarse este mismo procedimiento á la destruccion de los topos, de los turones, de las zorras, de los tejones, de las fuinas ó garduñas, de las abispas y en general de todos los animales dañinos que se escapan de la persecucion del cazador y se esconden en agujeros ó cavidades subterráneas mas ó menos profundas.

Hemos llegado al estudio de uno de los cuerpos simples, el mas importante por sus muchas aplicaciones en las artes, llamado CLORO, cuya historia vamos á esponer con cuidado.

DEL CLORO.

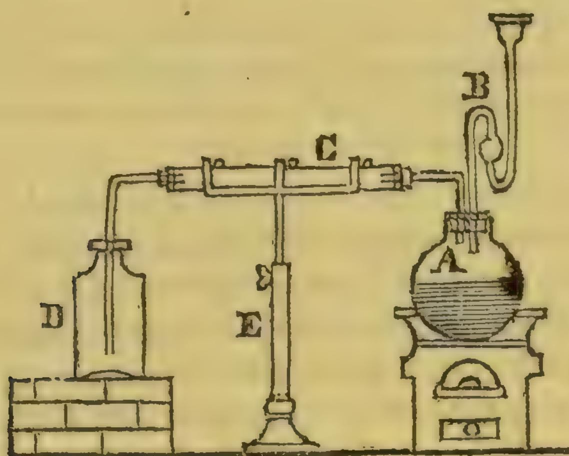
Este metalloide que solo se halla en la naturaleza en estado de combinacion, fue descubierto por Scheele en 1774. El ilustre Sueco, examinando una substancia mineral, cuya naturaleza era aun desconocida, tuvo la grande dicha de hallar tres cuerpos nuevos, el *cloro*, la *manganesa* y la *barita*, cuyo trabajo importante duró tres años.

Scheele considerando el cloro como *ácido marino* ó *muriático*, privado de flogisto, le llamó *ácido marino* ó *muriático deflojisticado*. Posteriormente Lavoisier y Berthollet mirandolo como ácido muriático sobrecargado de oxígeno, le llamaron *ácido muriático oxigenado*. Desde el año 1811, quedó probado por Gay-Lussac y Thenard, en Francia, y por Davy, en Inglaterra, que este cuerpo era un elemento, á quien este químico dió el nombre univoco *cloro* (que en griego, significa *verde claro*), para recordar la propiedad física mas sobresaliente que posee.

La preparacion del cloro no presenta dificultad alguna. Se hace calentar en un globo de vidrio una parte de *peróxido de manganeso* en polvo, y cuatro ó cinco partes de ácido hidroclórico: la accion se manifiesta aun en frio.

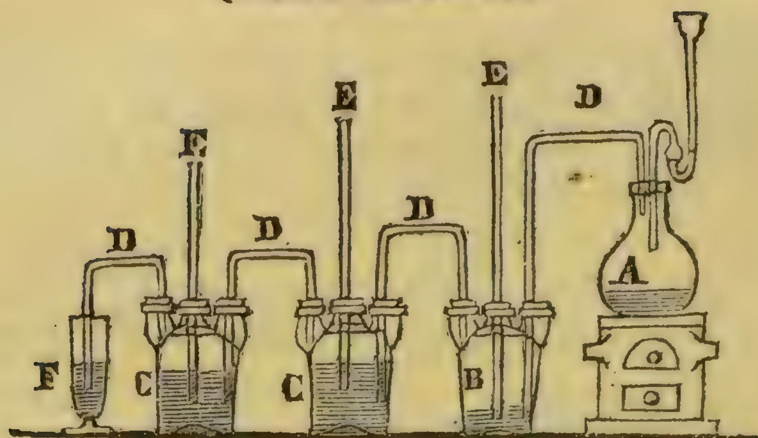
El cloro puesto en libertad, se presenta bajo el aspecto de un gas amarillo verdoso, que se recoge en un vaso muy enjuto, en cuyo fondo se sumerje un tubo encorbado que sirve para desprenderle. Por razon de su mayor pesadez, este se reune en la parte inferior del vaso, empujando el aire que tiene encima, obligandole á salir hácia fuera; entonces se tapa el globo, que se reemplaza por otro, y asi sucesivamente.

La figura siguiente representa el aparato de los laboratorios.



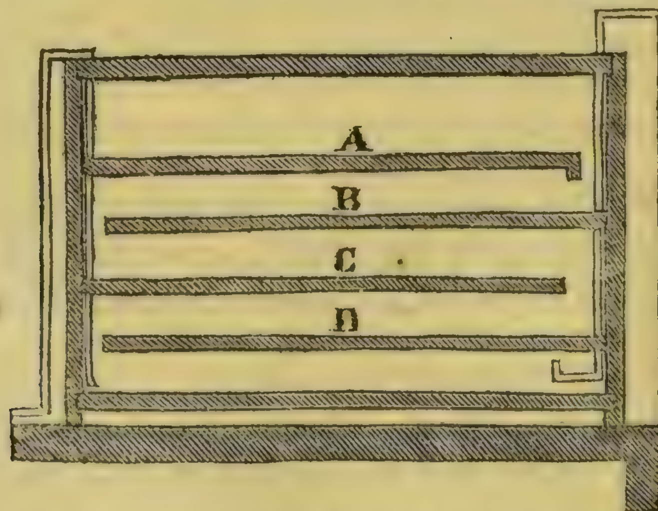
A globo de vidrio, en el que se introduce el peróxido de manganeso. *B* tubo que sirve para echar el ácido hidroclórico dentro del globo. *C* ancho tubo horizontal sostenido por un pie *E*. Este tubo encierra en su primera mitad pedacitos de cal viva, y en la segunda pedazos de cloruro de cal fundido. Estas substancias purifican y secan el cloro, que pasa por dentro del tubo antes de llegar á la redoma *D*.

Cuando se quiere obtener el cloro disuelto en el agua, se colocan á continuacion del globo, una série de redomas, con tres tubuluras llenas de agua destilada, hasta los dos tercios de su capacidad, y en comunicacion los unos con los otros. El gas se disuelve en el agua de las redomas y la vuelve amarillenta. Véase el diseño del aparato que se emplea para dicho objeto, y es llamado aparato de Woulf, de que se valen los químicos para disolver los demas gases.



A globo ó matrás en que se desprende el cloro. *B* redoma con una corta cantídad de agua, para labar el gas y retener el ácido y demas impuridades que arrastra. *CC* redomas con agua destilada que debe disolver el cloro. *DDDD* tubos de comunicacion entre todas las redomas. *EEE* tubos rectos llamados *de seguridad*. *F* campana llena con una jalea clara de cal, con el fin de absorver el cloro en esceso, y para impedir la incomodidad al operador.

En las fábricas se valen de damajuanas de barro (gres). Pero como el cloro es poco soluble en el agua, se han inventado aparatos, de modo que se obliga al gas á recorrer un grande espacio en medio del líquido, antes de salir al aire libre. No hay duda que cuanto mas el cloro estará en contacto con el agua, mayores serán los puntos de contacto entre los dos, y por consiguiente la solucion será mayor. Véase la disposicion de uno de estos aparatos inventados por Welter.



Una cuba en mazoneria ó de madera, alquitranada y arreglada por dentro con cubetas de piedra ó losa, colocadas

boca abajo como lo manifiesta la figura. Cada una de estas cubetas *ABCD*, está ligeramente escotada en uno de sus lados, y sobrepuestas de modo que las escotaduras estén alternativamente á derecha é izquierda, el tubo que conduce el cloro al fondo de la cubeta llena de agua, llega al fondo de la cubeta inferior. La cantidad de gas que se escapa de la accion del agua, sale por la escotadura para pasar á la cubeta superior, luego á la tercera y asi succesivamente hasta salir al aire.

En toda travesía, por razon de sus muchos puntos de contacto, que tiene con el agua, se disuelve en mucha mayor cantidad, que si solamente tuviese que atravesar una capa de agua. No es tan fácil cumplir escrupulosamente con las condiciones que acabamos de indicar en los aparatos de un laboratorio, como en los de las fábricas.

Muchas otras disposiciones, que tienen igual objeto, se han dado para las cubas que se emplean para preparar en grande las disoluciones del cloro; basta que se comprenda bien aqui el principio en que se funda el arte de verificar la disolucion de los gases poco solubles en el agua. Vamos á ver pues como se forma el cloro en esta operacion.

El ácido hidroclórico se descompone en presencia del peróxido de manganeso. El hidrógeno del primero combinandose con el oxígeno del segundo, forma una cantidad de agua. El cloro se desprende libremente, una parte se une con la manganesa para formar cloruro de manganeso, que queda en el globo, y la otra parte se desprende en forma gaseosa.

Véase esta teoría expuesta en la siguiente tabla, para que puedan retenerse con mas facilidad los fenómenos arriba indicados.

Ácido hidroclórico = { Cloro = { 1.ª porcion. Cloro; 2.ª porcion. Cloro }; Hidrógeno }

Peróxido Manganeso = { Oxígeno; Manganeso }

Hidrógeno + Oxígeno = Agua.

2.ª porcion. Cloro + Manganeso = Cloruro de manganeso.

100 gramas de peróxido de manganeso dan un poco mas de 30 litros de cloro.

Si no se recibe el cloro gaseoso de una campana llena de mercurio, como se practica con los gases solubles al agua, es porque ataca el mercurio y se combina con él.

En la leccion siguiente trataremos de los caractéres distintivos de este metaloide.

Leccion duodécima.

CONTINUACION DEL CLORO.

SUMARIO.

Propiedades físicas y químicas del CLORO. — Su uso como agente descolorante y desinfectante. — Fumigaciones de Guiton de Morveau. — Teoría del blanquéo. — De los cloruros de sosa de potasa y de cal. — Del ACIDO HIDROCLÓRICO. — De sus caractéres, preparacion y usos.

El CLORO á la temperatura y presion ordinaria, es un gas amarillo verdoso, de un olor tan fuerte y desagradable, que

no se le puede olvidar una vez respirado. Su sabor es astringente y caliente. Pesa cerca $2\frac{1}{2}$ veces mas que el aire. Una luz dentro de él se apaga prontamente de un modo particular. Su llama antes de extinguirse, se vuelve pálida, despues toma un color verde en su base, y rojiza en su extremidad superior.

El cloro ejerce una accion muy fuerte sobre la economía animal. Escita la tos, y si se respira por algun tiempo, causa cierta estrangulacion y opresion de pecho, que aumenta mas y mas la dificultad de respirar. Causa tambien la espectoracion de flemas muy espesas, y una destilacion fuerte acompañada de dolor de cabeza y calentura. Cuando se le respira en abundancia, estos síntomas se agravan mas, se produce una espectoracion sanguínea y de repente la muerte concluye este doloroso envenenamiento.

Los anales históricos de la ciencia, desgraciadamente cuentan dos ejemplos de esta muy temible influencia del cloro. Pelletiere el padre, químico francés muy distinguido, nacido en Bayona en 1761, y Roë jóven químico de Ringsent, cerca de Dublin, perdieron la vida por haber respirado una grande cantidad de este gas, haciendo con él experimentos para reconocer su naturaleza y propiedades.

Puede uno guardarse de sus efectos funestos, esparciendo por intervalos á la inmediacion de los aparatos que le desprenden, una disolucion de gas amoniacal en agua, que le neutraliza completamente. En las fábricas se da de beber leche á los trabajadores que le han respirado en abundancia.

Una fuerte compresion igual á cerca de cuatro atmósferas, ó un descenso considerable de temperatura, le obliga á licuarse. Mr. Bussi ha llegado á solidificarlo

El oxígeno y el cloro no pueden unirse directamente no obstante por medio de ciertos procedimientos, los químicos han llegado á formar cuatro distintos compuestos de estos dos gases: estos compuestos son todos ácidos y se llaman *hipocloro*, *hipoclórico*, *clórico*, y *perclórico*. En estado libre no son muy interesantes.

La afinidad que el cloro manifiesta por el hidrógeno es tal, que se combina con él á la temperatura ordinaria en el intervalo de pocos dias, cuando la mezcla está expuesta á la luz difusa, y de repente si está bajo la influencia de los rayos solares. En este último caso hay una fuerte explosion acompañada de la reaccion mútua de los dos gases, por lo que es preciso tomar todas las precauciones para verificar dicho experimento. El modo mas bello de verificarlo es arrojar al aire y paraje donde dé sol, el vaso que contiene la mezcla detonante, la explosion se verifica antes que el vaso caiga en el suelo, y este se rompe en mil pedazos. Igual detonacion instantánea se logrará acercando una vela encendida, ó una varita de hierro roja, ó una ascua de carbon á la abertura de una redoma que contenga esta mezcla detonante.

Hágase como se quiera, el resultado de la combinacion será siempre el mismo. Los dos gases se unen en volúmenes iguales y forman un gas sin color, humeante en el aire, de un olor picante, y enrojece el tornasol; es uno de los ácidos mas fuertes, cuyo volúmen es igual á los dos gases que le han producido, y se llama *ácido hidroclórico.*

Los conocimientos de estos hechos, van á sernos luego muy útiles para poder explicar ciertos fenómenos, no menos curiosos que los anteriores.

El cloro en contacto con los demas cuerpos simples, produce casi siempre un desprendimiento abundante de calor, y á menudo un fuego vivo. Sin duda se tendrá presente la combustion producida cuando se echan algunos metales en un vaso que contenga cloro. Echando fósforo en el interior de otro vaso con cloro, de repente se funde y se inflama, arroja chispas y despide una llama pálida y un vapor blanco muy espeso.

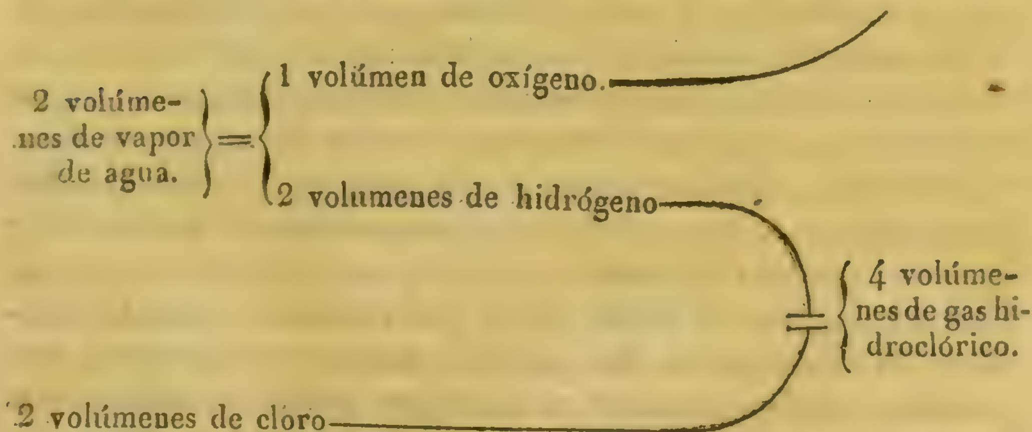
El cloro se une con casi todos los cuerpos simples, y los compuestos que forma, se llaman cloruros.

El agua disuelve á la temperatura de 20° y á la presion ordinaria una y media veces su volúmen de cloro, ó la 194 parte de su peso. Cuanto mas baja es la temperatura mayor

es la cantidad del gas que se carga. Así á 0° puede disolver dos volúmenes de gas ó cerca de 3½ gramas por litro.

Esta disolucion tiene el color y el sabor de gas, como tambien su olor, porque el cloro se desprende de ella poco á poco, cuando está expuesta al aire, y tambien abandona todo el cloro cuando se la calienta. Los rayos del sol la descoloran poco á poco, la vuelven ácida y le hacen desprender oxígeno. Esto depende de que por su grande afinidad con el hidrógeno, el cloro descompone una parte del agua, formando ácido hidroclórico, y parte del oxígeno del agua se une con el cloro y forma ácido clórico, y una parte de este se marcha en estado de gas. Los mismos efectos se reproducen, pero con mas lentitud á la accion de la luz difusa. Es muy dificil de conservar sin alteracion la solucion del cloro. En los laboratorios se conserva en vasos cubiertos con papel negro, en local obscuro y frio, sin embargo de estas precauciones es preciso renovarla á menudo.

La descomposicion del agua por el cloro, se verifica tambien á una alta temperatura, pero con alguna diferencia, pues que no tiene lugar la formacion del ácido clórico como en el caso anterior. La tabla siguiente indica bajo que relaciones se verifica la reaccion.



Como Berthollet hizo estos experimentos con el cloro mezclado con vapor de agua, creyó que este gas habia sido formado de ácido muriático (hidroclórico) y de oxígeno.

Por razon de la afinidad del cloro por el hidrógeno aquel roba este gas, á la mayor parte de los compuestos que le contienen, de modo que deshidrogena en frio los gases hidrógeno fosforado é hidrosulfúrico, y en caliente al gas hidrógeno carbonado, etc.

Asi que una burbuja de hidrógeno perfosforado llega á una campana de cloro, hay una viva combustion con llama de un color amarillo verdoso, y formacion de ácido hidróclórico, y cloruro de fósforo.

Cuando se mezclan 2 volúmenes de cloro, 1 volúmen de hidrógeno bicarbonado, y se expone esta mezcla á los rayos directos del sol ó á la accion de una vela encendida, detonan rápidamente, formando gas hidroclórico, y un depósito de carbon. Se ha visto anteriormente que el hidrógeno sulfurado en contacto con el cloro, abandona todo su azúfre, y ademas forma ácido hidroclórico, por cuya razon se ha dicho que las fumigaciones del cloro desinfectan las habitaciones envenenadas por el hidrógeno sulfurado ó sus compuestos.

El cloro gaseoso ó disuelto en el agua, presenta en contacto con las substancias colorantes vejetales ó animales, fenómenos muy notables para dejarlos en olvido. Cuando una de estas substancias está mezclada con él, son inmediatamente destruidas, y reemplazadas por una degradacion de color amarillo, no siendo ya posible restablecer su tinte primitivo. Los colores mas obscuros, como los mas claros, experimentan esta misma alteracion al cabo de cierto tiempo. Scheele fue quien prevó este importante hecho, pero Berthollet, uno de los mas célebres contemporáneos de Lavoisier, y uno de los que mas contribuyeron junto con este á la revolucion científica de 1789, fué el que vislumbró toda la fuerza de la observacion del químico sueco, y el primero que pensó en utilizar esta accion del cloro sobre las substancias colorantes, aplicandola al blanqueo de los tejidos. El agradecimiento público ha dado á la disolucion del cloro en nuestras fábricas el nombre del químico favorecido por Napoleon, llamado Berthollet. Poniendo en campanas

decocciones de palo brasil, de troncos de gualda, y de raizes de rubia, tinta, una disolucion de añil, una decoccion de cochinilla, y añadiendo á cada una de ellas, cierta cantidad de agua de cloro, de repente los colores mas ó menos intensos de estos líquidos desaparecerán, cuyo fenómeno muy importante merece ser examinado detenidamente.

Vamos á ver pues ahora como obra el cloro cuando destruye los colores.

Solo despues de haber conocido bien la naturaleza química del cloro, se ha podido resolver completamente esta cuestion.

Anteriormente se ha manifestado la grande afinidad del cloro con el hidrógeno. Como las substancias colorantes contienen este cuerpo en el número de sus elementos constitutivos, facilmente se deduce que el cloro se une con él para formar ácido hidroclórico. Sin este hidrógeno las substancias colorantes se hallan transformadas en nuevos compuestos que no son colorados, y á lo mas solo conservarán un color debilmente amarillo, por consiguiente el cloro deberá destruir instantáneamente los colores, deshidrogenándolos.

La esperiencia justifica estas previsiones.

Cuando se introduce en una campana, que contenga un volúmen determinado de cloro gaseoso húmedo, un licor colorado ó una madeja de hilo teñido, dentro poco tiempo se verifica su descoloracion. Se reconocerá en dicho experimento una disminucion muy manifiesta en el volúmen del gas, y en el líquido la presencia del ácido hidroclórico, del que anteriormente no se manifestaba la menor señal de su existencia. Si se examina el hilo empleado, se hallará por el gusto que es muy ácido, y el agua extraerá de aquel una cantidad muy marcada de ácido hidroclórico. Quedará todavía despues de hecho el experimento en el aire, que ha quedado en la campana un poco de ácido carbónico formado á expensas de la substancia descolorada y descompuesta por el cloro.

Este experimento manifiesta evidentemente la verdadera

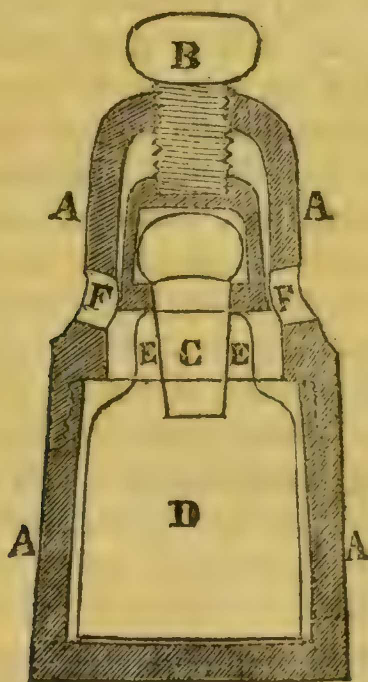
accion del cloro en la descoloracion y blanqueo de los tejidos, y hace ver que obra en esta circunstancia por razon de la enérgica tendencia que tiene de unirse con el hidrógeno.

Por esta poderosa accion química es que se diferencia el cloro, de los demas cuerpos descolorantes. Hasta aquí hemos descrito tres cuerpos que tienen la propiedad de quitar los colores á los líquidos puestos en contacto con ellos, y son el *carbon*, el *gas ácido sulfuroso* y el *cloro*. Cada uno obra de diferente modo. En efecto el carbon se une con las substancias colorantes sin hacerles sufrir alteracion sensible. El gas ácido sulfuroso les hace desaparecer probablemente desoxigenandolos: el cloro las destruye deshidrogenandolos. De estos tres cuerpos descolorantes, el cloro en general es el que tiene una accion mas enérgica.

Sin duda por la misma causa, el cloro destruye de repente las substancias olorosas, lo gérmenes pútridos, los miasmas deletereos esparcidos por la atmósfera, porque no puede dudarse que estas substancias son de naturaleza orgánica. Hallé, sabio profesor de higiene en la facultad de medicina de Paris, parece ser el primero que en 1785 descubrió la propiedad anticéptica del cloro, llamado entonces *ácido muriático oxigenado*. En 1791 Fourcoy uno de los mas célebres profesores de química que honran la Francia, le recomendó como muy á propósito para desinfectar los cementerios, los osarios, los aposentos de diseccion, los corrales de ganados con enfermedades contagiosas, para destruir las emanaciones infectadas, los gérmenes contagiosos etc., Pero Guyton de Morveau inventor del actual lenguage químico, ha popularizado este poderoso medio de volver al aire viciado su pureza anterior. Posteriormente Mr. Thenard empleó el cloro líquido en lugar del cloro gaseoso, contra una epidemia que hacía estragos en una parte de la Holanda, y las lociones que mandó hacer contribuyeron en gran manera á detener los progresos de esta enfermedad.

Guyton de Morveau ha inventado para hacer las fumigaciones que llevan su nombre, un aparato portátil con el

nombre de *aparato permanente de desinfeccion*. Se compone de una redoma de cristal en la cual encierra una parte de peróxido de manganeso en polvo fino, y cuatro ó cinco partes de ácido hidroclórico. Esta redoma está encerrada en un estuche de boj, cuya cubierta es traspasada por un tornillo; pero el tapon en lugar de ser cilíndrico y del todo libre, como en las redomas ordinarias, está cortado en cono dentro una abertura análoga, prácticada en el cuello recto y muy récio de la redoma. El tapon está fijo al tornillo de un modo muy sólido por medio de un agugero, y se introduce libremente en la abertura de la redoma. La figura y su explicacion harán comprender mejor la construccion y las disposiciones de este aparato, muy sencillo y muy cómodo.



AAAA estuche de boj. *B* tornillo que atraviesa la cubierta. *C* tapon cónico, cuya parte superior está contigua al tornillo, en la cual está solidamente fijo. *D* redoma de cristal donde se pone el ácido y el peróxido de manganeso. *EE* abertura de la redoma cortada horizontalmente y en la que entra el tapon cónico. *FF* aberturas laterales de la cubierta por donde el cloro sale fuera.

Cuando se quiere hacer una fumigacion, se quita el tapon desenroscando el tornillo, y cuando se considera esta fu-

migacion terminada, se vuelve á bajar el tapon: cuando la mezcla es gastada se renueva á poco coste.

Este pequeño aparato solo sirve para purificar un lugar como un aposento. Pero cuando es necesario practicar la misma operacion en un local espacioso, como un taller, una sala de cárcel, de cuartel, de hospital, etc., se practica la fumigacion en vasos abiertos, colocando las substancias en una cazuelita de tierra. Se cierra exactamente en seguida el aposento no habitado por espacio de 24 horas, ó hasta que el desprendimiento del cloro haya cesado del todo. Inmediatamente se da entrada al aire abriendo las ventanas, y puertas.

Para desinfectar los vestidos ó ropas de cama, se les cuelga en un local espacioso, y se les expone á un desprendimiento de cloro, cuya cantidad sea proporcional con la de objetos que se deben desinfectar, y á la capacidad del local. En otro tiempo, para preservarse de las emanaciones susceptibles de ejercer una influencia funesta á la salud; para impedir los progresos del tifus y demas enfermedades contajiosas, y para desinfectar los locales habitados, solo se echaba mano de medios insignificantes ó simples paliativos, que encubrian el peligro sin destruirle. Asi es que se quemaban plantas aromáticas, azúcar, se empleaban aceites esenciales, alcanfor, vinagre en vapor, etc., cuyas substancias se usan todavía, pero solo sirven para ser mas soportable la permanencia en un lugar mal sano. Estos vapores aromáticos no tienen ninguna accion sobre los miasmas, no los destruyen, solo amagan por un corto tiempo su existencia, y únicamente las fumigaciones del cloro son las que pueden volver al aire su pureza primera.

Como estas fumigaciones tienen el inconveniente, cuando se practican en locales que no pueden ser desocupados, de irritar los órganos, é incomodan muchísimo, se les reemplaza en el dia ventajosamente, con riegos de líquidos que vulgarmente se llaman *cloruros de potasa, sosa, y de cal.*

Estos compuestos resultan de la combinacion de la potasa, de la sosa, y de la cal, con la parte menos oxige-

nada de los oxácidos de cloro, llamados ácido hipoclorosos, cuyo descubrimiento fue en 1834. Deben pues llamarse cientificamente *hipoclóritos*, pero nosotros les conservarémos el nombre de *cloruros* como vulgarmente son conocidos.

Se obtienen facilmente, haciendo pasar una corriente de cloro gaseoso por una disolucion no muy concentrada de potasa, sosa, ó por una leche de cal, hasta saturacion. Algunas veces se prepara el cloruro de cal al estado sólido, haciendo llegar el cloro al medio de la cal apagada ó *húmeda*. Esta se satura de cloro, conservando su estado. La fabricacion de estos cloruros se hace en el dia en las fábricas en grandes cantidades, porque no solamente reemplazan el cloro en los casos de desinfeccion, sino que tambien le susbtituyen en el blanqueo de los tejidos.

La época precisa de su descubrimiento es dudosa. En 1789 se usaba ya para el blanqueo el cloruro de potasa, con el nombre de *agua de Jabela*, nombre de un pequeño pueblo inmediato á Paris, en donde segun parece se fabricó por primera vez.

Su preparacion tenida por un secreto por los fabricantes, durante muchos años, fué al último revelada por Berthollet. Este cloruro se emplea con preferencia en las casas para blanquear y sacar las manchas de la ropa blanca. Algunas veces se obtiene de un color rosado. Este color no le es propio, y se le da con algunas gotas del líquido que queda en los vasos donde se prepara el cloro.

El cloruro de cal, publicado en Francia, por Descroizilles, de Ruan, fue inmediatamente introducido en Inglaterra por G. Thenard, y preparado en grande al estado seco, en 1798; por Makintosh con el nombre de polvo de *Tennant* y de *Knox*, ó polvo de *blanqueo* ó para blanquear. Su uso no se adoptó en Francia, sino despues de mucho tiempo. En el dia es general, y su introduccion en los blanqueos ha contribuido particularmente á la perfeccion de este ramo de industria. Mr. Massuyer, profesor en la escuela de Strasbourgo en 1807 fué uno de los primeros

que tuvo la idea de emplear este cloruro, para desinfectar el aire, con preferencia al cloro.

Despues de mucho tiempo de olvidados, fueron de nuevo puestos en uso por Mr. Labarraque farmacéutico de París, quien en el año 1822 hizo conocer la utilidad de los cloruros de sosa y de potasa en el arte de fabricantes de cuerdas de guitarra, para impedir la putrefaccion, detenerla y hacerla desaparecer del todo. Igualmente indicó de nuevo y esclusivamente, el cloruro de cal diluido en 150 á 200 partes de agua, á los que trabajan las substancias animales, como un medio poderoso de desinfeccion.

Posteriormente los trabajos de un crecido número de químicos, y principalmente los de Mr. Chevallier, han demostrado que los cloruros empleados en riegos ó lociones, eran escelentes ajentes é hijienicos para la salubridad de los talleres, las embarcaciones, cárceles, lazaretos, hospitales, salas de diseccion, teatros, mercados, minas, letrinas, cloacas, pozos y sumideros, cuadras, corrales y en general de todos los locales infestados y mal sanos por la descomposicion pútrida de las substancias vegetales ó animales.

Estos cloruros son tambien empleados para el embalsamamiento, exhumaciones é investigaciones médico legales que muchas veces se mandan practicar. Para esto se envuelven los cadáveres con una sábana mojada con una disolucion de uno por ciento de su peso de cloruro de cal. Esta precaucion será escelente de practicar en tiempo de calor para enterrar los cadáveres, que deben atravesar las ciudades y permanecer en las iglesias. Lo que hace á los cloruros preferible al cloro en todos estos usos, es porque su olor es menos penetrante, menos sofocante, su accion es lenta, sucesiva, contínua, sin ser menos cierta y puede graduarse á discrecion: su aplicacion es sencilla, se conserva mejor, y es mas fácil de transportar.

Los cloruros no se descomponen por sí mismos, no abandonan el cloro sino cuando se hallan en contacto de los ácidos, y el ácido carbónico que encierra el aire es sufi-

ciente para producir esta descomposicion. MM. D' Arcet y Gaultier de Claubry, han establecido por esperiencia:

1º Que la descomposicion del cloruro de cal al aire, es debida al ácido carbónico atmosférico. Este ácido uniéndose á la cal quita el cloro, el que obra en seguida sobre los miasmas y los descompone.

2º Que haciendo pasar el aire pútrido, privado del ácido carbónico, por medio de los alcalís cáusticos, al través del cloruro de cal, este aire no queda desinfectado.

3º Al contrario, quedará desinfectado el aire pútrido cuando se le hace pasar al través del cloruro, sin privarle de su ácido carbónico.

Es pues en razon de ser la descomposicion de estos cloruros por el ácido carbónico del aire muy lento, que el cloro que de ellos continuamente se desprende, es menos susceptible de obrar sobre la economía animal, no obstante de descomponer completamente los miasmas pútridos. Es pues una verdadera fumigacion Guitoneana, aunque menos fuerte y mas prolongada.

Por esta accion del aire es preciso privar los cloruros de su contacto, á fin de poderlos conservar sin alteracion.

No obran igualmente sobre las substancias colorantes, sino cuando están en presencia del aire ó de un ácido. Entonces los destruyen de repente. Siempre su accion es mucho mas débil que la del cloro, á menos de ser ácidos los líquidos coloridos. Asi en las disoluciones de índigo, que son siempre muy ácidas, no hay ninguna diferencia entre la accion de los cloruros y la del cloro, pero en las decocciones vejetales, los cloruros no obran sino muy lentamente. Por esta razon, en el blanqueo por medio de los cloruros, á los baños de estos, sigue uno de ácido sulfúrico, el que pone el cloro en libertad.

Cuando no se emplea ácido alguno, es preciso agitar fuertemente el líquido colorado que se ha mezclado con cloruro, á fin de que el ácido carbónico del aire pueda producir el mismo efecto, pero en este caso la descoloracion es siempre menos pronta.

Los cloruros y sobre todo el de cal, se emplean en el dia para el blanqueo de los trapos destinados á la fabricacion del papel, y como abstrayentes de las telas pintadas con fondo unido, sobre los cuales se quiere formar dibujo.

Igualmente se emplean para la conservacion de los huevos colocándolos dentro una disolucion, que solo contenga un treinta y dos de su peso de cloruro, para la conservacion de la carne con una solucion á 1/40, y para quitar al aguardiente de granos su olor desagradable.

Se emplea asimismo siempre, como tambien el cloro líquido, para blanquear las láminas viejas, restablecer los libros viejos y quitar las manchas de tinta que á menudo disminuyen el valor de estos objetos. Nada mas sencillo que este restablecimiento. Se sumergen las estampas ó láminas en una ligera disolucion de cloro ó de cloruro de cal, durante algunos minutos, y se les pasa en seguida por agua fresca para quitarles todo olor. Cuando se trata de verificarlo en un libro, es preciso necesariamente descoserle y deshojarle. El cloro no ataca de ningun modo la tinta de imprenta, ni la de litografía, que tienen por base los cuerpos crasos y negro de humo, y que se diferencian mucho bajo este aspecto de la tinta ordinaria.

El cloro y los cloruros son muy útiles á la medicina. La primera aplicacion de estos cuerpos para la curacion de ciertas enfermedades, se debe al cirujano Persi, que segun dicen empleó el *agua de Jabela* en 1793, estando en el ejercito del Rin, contra la putrefaccion de hospitales. Se han utilizado con grande ventaja en los casos de asfixia por el hidrógeno sulfurado, ó por las emanaciones que se exhalan en los depósitos de letrinas, para destruir los efectos formidables del *ácido prúsico*, cuya accion venenosa hasta aqui no se habia podido contrarestar.

La baratura del cloro y de los cloruros, sus propiedades tan notables, como agente descolorante y desinfectante, le hacen uno de los cuerpos mas preciosos que la química ha suministrado á la industria y á la economía doméstica. Su descubrimiento es pues uno de los hechos mas felices

para la sociedad, y este guardará relijiosamente el recuerdo de los dos sabios Scheele y Berthollet, cuyos nombres serán en lo succesivo inseparables de este grande descubrimiento.

Para terminar el estudio del cloro examinemos ahora en particular su hidrácido.

DEL ACIDO HIDROCLÓRICO.

Parece que este ácido fue conocido de los alquimistas, pues que Basilio Valentin, habla de él en sus escritos. Sin embargo, se cree que en el siglo XVII, Glauber químico aleman lo descubrió, y aprendió el modo de obtenerlo de la sal comun ó *marina* llamada en latin *muria*. Este ácido por razon de su orígen ha tomado los nombres de *espíritu de sal, ácido marino* y *ácido muriático*.

Cuando Scheele huvo descubierto el cloro, añadió que el ácido muriático era el resultado de la union de este gas con el flogisto, y como por flogisto él entendia el hidrógeno, se deduce que este sabio vislumbró la verdadera composicion de este ácido, mucho tiempo antes que fuese justificado por la esperiencia.

Esta opinion de Scheele quedó en olvido, y en la época del establecimiento de la doctrina de Lavoisier, acerca la acidificacion, el ácido muriático fué tomado como un *oxácido* de un radical desconocido. Gay-Lussac, Thenard y Davy manifestaron con muchísimos experimentos, que estaba formado de $\frac{1}{2}$ volúmen de cloro y $\frac{1}{2}$ volúmen de hidrógeno, y le pusieron el nombre de ácido *hidroclórico*. Este descubrimiento importante, abrió una nueva era á la ciencia, creando una clase de ácidos sin oxígeno.

El ácido hidroclórico se desprende continuamente de los volcanes en accion. Se le halla disuelto en algunas aguas termales de la América meridional, y en las aguas del *Rio-vinagre* mezclado con el ácido sulfúrico.

En su estado natural presenta siempre la forma de gas. Carece de color, tiene un olor fuerte y picante, un sabor

ácido, no se puede respirar, y el que le respira muere. Es sofocante y ahoga repentinamente á los animales que se exponen á su atmósfera. Mezclado en el aire excita vivamente la tos, ocasiona destilaciones y arranca lagrimas. Destouches le ha visto tambien ocasionar otros accidentes no menos graves, como fuertes cólicos intermitentes, diarreas, etc. Produce una irritacion sobre la piel, y cuando se introducen los dedos en una campana que esté llena de este gas causa una sensacion de calor, debida á su combinacion con el agua de transpiracion, que cubre estos órganos.

Expuesto al aire despide vapores blancos muy espesos, por razon de su accion con el vapor acuoso que condensa. Enrojece la tintura de tornasol y apaga de repente los cuerpos en combustion. Es un poco mas pesado que el aire. Expuesto á un frio de 50° bajo cero no se altera; pero sujeto á una presion de 40 atmósferas á la temperatura de 10° sobre cero se licua y el calor no le descompone.

Es tan grande la afinidad que tiene con el agua, que cuando se pone en contacto con esta, por medio de una campana llena de este gas, el agua se precipita en aquella con tan grande rapidez que la vista no puede seguir la ascension del líquido. La experiencia ha demostrado que el agua á 20° disuelve los 3/4 de su peso de este ácido, ó en otros términos, 464 veces su volúmen. Es uno de los gases mas solubles.

El hielo puesto en contacto con el gas, absorve á este con la misma rapidez, y se funde con desprendimiento de calórico.

La disolucion saturada de este gas, señala $26\frac{1}{2}$ grados al areómetro de Baume, se llama *ácido hidroclórico liquido*, y tiene todas las propiedades del ácido gaseoso. Cesa de desprender vapores cuando está muy diluido con agua. Hierve á la temperatura de 60° y abandona en el acto la mayor parte de su gas; pero á cierta época, cesa el desprendimiento del gas, y el líquido restante que es muy ácido, hierve 110° y destila sin experimentar ningun cambio, ni perder mas gas ácido.

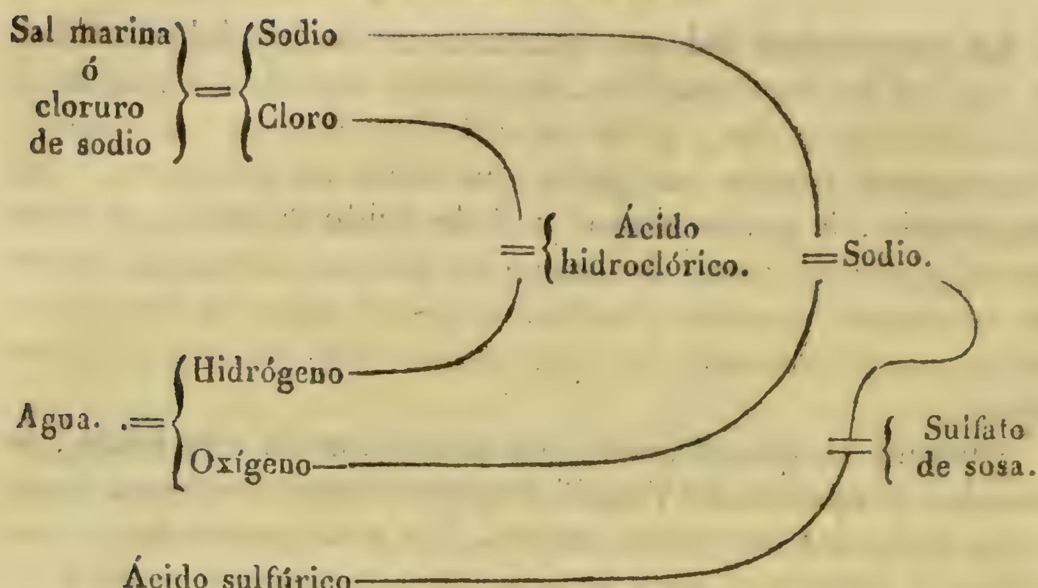
La preparacion del gas hidroclórico en los laboratorios, es una de las mas sencillas. Se obtiene con la sal comun ó el *cloruro de sodio* y el ácido sulfúrico diluido, calentando ligeramente dentro un globo que tiene adaptado un tubo encorbado, 4 partes de sal y 5 de ácido sulfúrico diluido con 1 parte de agua. Se recoje el gas en campanas llenas de mercurio, cuando se observa que el agua lo ha absorvido completamente; lo que prueba que ya no contiene aire.

Cuando se quiere tener una disolucion de este ácido, se emplea el aparato de Woulf, cuyas redomas contienen tanta agua como sal comun se emplea. Un quilógramo de sal secada, es suficiente para saturar 700 gramas de agua á la temperatura de 15°.

En las artes se emplean las mismas substancias para obtener el ácido hidroclórico, pero los aparatos son del todo diferentes. La sal y ácido sulfúrico se colocan en diferentes cilindros de hierro colado, puestos de dos en dos en un horno de ladrillos. El gas que de ellos se desprende es conducido por medio de tubos á una série de redomas grandes medio llenas de agua.

La obtencion de este ácido en las fábricas, es solamente una operacion accesoria de una fabricacion mas importante, como es la preparacion de la barrilla ó sosa artificial. Estas fábricas de sosa obtienen tanta abundancia de este ácido, que muchas de ellas como las de Marsella, no se toman el trabajo de recojerlo.

La reaccion que media en la formacion del ácido hidroclórico, no presenta dificultad alguna en el modo de expresar su teoría. Por la accion del ácido sulfúrico el agua de la mezcla se halla descompuesta, y sus dos principios combinandose, con los dos que componen la sal marina, es decir el cloro y el sodio (metal de la sosa) forman el ácido hidroclórico, y queda óxido de sodio, ó sosa, que se une con el ácido sulfúrico y forma una sal llamada sulfato de sosa. La siguiente tabla manifiesta la reaccion que pasa en el matras.



El ácido hidroclórico del comercio, es siempre impuro; tiene el color amarillento por la accion del ácido gaseoso que ataca el hierro de los cilindros con que se obtiene. Contiene tambien ácido sulfúrico, cloro, y muchas veces gas ácido sulfuroso.

Tiene muchos usos en las artes. Se emplea para la fabricacion del cloro y los hipoclóritos, del *agua régia*, de la que luego se hablará, del gas ácido carbónico, de la sal de estaño y la composicion de estaño, dos sales muy usadas en las tintorerías y fábricas de telas pintadas. Baume ha aconsejado su uso para blanquear la seda que se emplea para las blondas ó gasas. Es un reactivo precioso para los químicos. Los médicos algunas veces hacen con él felices aplicaciones.

Antes del descubrimiento del cloro, Guyton Morveau, lo empleó para fumigaciones contra las emanaciones pútridas en los casos siguientes. En el riguroso invierno del año 1773, la tierra se halló tan endurecida por efecto de las fuertes heladas, que era imposible en Dijon continuar por el método ordinario el entierro de los cadáveres en el cementerio. Fue indispensable depositar interinamente los muertos en las bóvedas sepulcrales de la Iglesia catedral de la misma ciudad. Despues fué preciso quitar los cadáveres, y la iglesia quedó tan infectada, que tuvo que pararse la celebracion de los oficios divinos. Se habian ya consumido

en diferentes veces grandes cantidades de vinagre aromático para destruir el olor fétido de los cadáveres, y siempre era sin resultado. Ya habian empezado á propagarse calenturas contagiosas en las familias de las casas inmediatas á la catedral. Guyton Morveau consultado por el Capitulo, aconsejó el uso de las fumigaciones del ácido muriático. Su resultado fué tan feliz, que despues de la primera fumigacion desapareció el mal olor, sin volver á parecer mas. Sin embargo se continuaron por mera precaucion tres dias consecutivos, y el cuarto fué restituido el culto á la iglesia.

El año siguiente se hizo segunda prueba en la cárcel de la misma ciudad, y tuvo un resultado mas satisfactorio. En menos de tres meses habian muerto treinta presos de calentura contagiosa; y doce horas despues de la fumigacion la epidemia ceso. En el dia las fumigaciones del ácido hidroclórico son reemplazadas, con ventaja por las del cloro, porque su accion es mas fuerte y mas cierta.

Leccion décima tercia.

DE LOS COMPUESTOS DE AZOE.

SUMARIO.

De los compuestos oxigenados de azoe. — Leyes particulares que siguen los cuerpos en sus combinaciones. — *Teoría de las proporciones multiplas, y definidas.* — Del ácido nitrico. — Del agua fuerte. — Del ácido nitroso. — Del ácido hiponitrico. — Del protóxido y deutóxido de azoe. — Del azotureto de hidrógeno ó *amoniaco*. — Su formacion en muchos casos. — Caractéres del gas amoniaco. — Del amoniaco líquido, ó *alcali volátil*. — Sus usos en las artes. Su fabricación de perlas falsas.

El azoe es un elemento que hemos descrito, pero no se ha tratado de sus compuestos binarios, los que vamos á des-

cribir antes de tratar de los metales. Casi todos los compuestos de este metaloide se emplean en las artes, ademas el conocimiento de sus propiedades es preciso, porque se emplean á menudo en los laboratorios ó en las fábricas para obtener muchísimos productos, ó porque forman parte en una infinidad de reacciones químicas.

Este azoe, que en estado de gas tiene una débil tendencia para unirse con los demas cuerpos simples, puede no obstante por medio de procedimientos particulares combinarse con el oxígeno, el hidrógeno, el carbono, y algunos otros, formando á menudo muchos compuestos diferentes, que solo se distinguen entre sí por un cambio de proporciones de sus principios constitutivos. En el dia se conocen cinco compuestos de oxígeno y de azoe, tres de ellos son ácidos, los otros dos menos oxigenados son considerados como meros óxidos.

Estos compuestos presentan una relacion muy notable entre las proporciones de sus principios. El volúmen del azoe es el mismo en todos, pero el del oxígeno varía en las relaciones que siguen.

100 volúmenes de azoe con	50 volúmenes de oxígeno, forman	el protóxido de azoe.
100	100	el deutóxido de azoe.
100	150	el ácido nitroso.
100	200	el ácido hiponítrico.
100	250	el ácido nítrico.

Es decir que los números que espresan el volúmen del oxígeno añadido á 100 de azoe, son entre sí como los guarismos $\frac{1}{2}$, 1, $1\frac{1}{2}$, 2 y $2\frac{1}{2}$.

Iguales relaciones sencillas se observan con todos los compuestos químicos, y puede afirmarse de un modo general que:

Cuando, en una série de compuestos, á los cuales dos componentes son comunes, el uno de ellos varía en proporciones, los números que expresan estas proporciones, en peso ó en volúmenes, son entre sí como los números 1. 2. 3. 4. 5. etc: es decir, en relaciones multiplas muy simples y constantes.

Esta ley conocida con el nombre de *Teoría de las proporciones multiplas*, es clásica por su generalidad, porque comprende no solamente las combinaciones binarias de los cuerpos simples, sino tambien los compuestos de un órden mas elevado. Dependiendo por otra parte de otra llamada *teoria de las proporciones definidas*, que se puede formular del modo siguiente. *Los cuerpos no forman jamás entre sí, sino un corto número de compuestos, cuyos elementos están siempre reunidos en proporciones invariables ó definidas.*

Así por ejemplo, el oxígeno, el azúfre, el cloro no se unen con un metal cualquiera, sino en las proporciones de uno, dos, tres, ó cuatro y rara vez en mayor número; y en cada uno de los óxidos, de los sulfuros, de los cloruros resultantes, las cantidades en peso de oxígeno y de metal, de azúfre y de metal, de cloro y de metal, son siempre fijos sean cuales fueren las circunstancias en que se formen estos compuestos metàlicos.

El descubrimiento de estas leyes particulares, que ponen en claro todas las partes de la ciencia, es enteramente debido á los químicos modernos. Los antiguos ni siquiera sospechaban su existencia, designando aqui por químicos antiguos, los que han precedido á la memorable época del año 1789, en que la química fué perfeccionada y rejenerada en todas sus partes por Lavoisier, Berthollet, Monje, Fourcroy, Guyton de Morveau, Schéele Priestley, Cavendisch y Volta.

Abandonemos estas jeneralidades, y volvamos á los compuestos oxigenados del azoe, empezando su estudio por el del ácido nítrico, porque sin contradiccion, es la mas importante, y ademas sirve para obtener las otras en razon de las descomposiciones que experimenta.

DEL ACIDO NITRICO.

El alquimista Raymond Lulle nacido en Mallorca en 1235, descubrió el ácido NITRICO destilando una mezcla de salitre

y de arcilla. El líquido que obtuvo fué succesivamente llamado con los nombres de *espíritu de nitro, ácido nítrico, ácido nitroso y de agua fuerte.* Este último nombre que le fué dado por razon de su enerjía se usa aun en el comercio; pero se aplicaba especialmente al principio, al ácido, que se obtenia calcinando una mezcla de salitre, arcilla y vitriolo verde.

Confundido mucho tiempo con el *ácido hiponítrico*, otro ácido del azoe, Scheele lo distinguió en el año 1774 como espíritu de nitro, pero hasta el año 1784 no fué determinada su verdadera naturaleza química por Cavendish, quien determinó exactamente las proporciones de sus principios constitutivos. Debería llamarse *ácido azótico* con referencia á su composicion, cuyo nombre muchos químicos han definitivamente adoptado. Lavoisier le dió el nombre de *ácido nítrico* por no cambiar el nombre de nitro, jeneralmente adoptado en las artes para nombrar la sal de donde se estrae este ácido.

Parece que algunas veces se halla en las lluvias tempestuosas, lo que nada tiene de particular, pues que Cavendish nos ha manifestado que una continuacion de chispas eléctricas que llegan á una mezcla de oxígeno y de azoe húmedos, determinan siempre la formacion de cierta cantidad de ácido nítrico. Aunque esta circunstancia se presenta raras veces, se halla siempre combinado en la superficie de la tierra. Pero estos compuestos naturales son poco abundantes, pues que hasta el presente solo se conocen los que forma con la potasa, la sosa, la cal y la mangnesia. El procedimiento que en el dia se sigue para obtener el ácido nítrico, es el descrito por Glauber. Consiste en sujetar el nitro ó *nitrato* de *potasa* á la accion del ácido sulfúrico concentrado á una temperatura determinada.

En los laboratorios se obtiene con un aparato destilatorio de vidrio, en las fábricas se coloca la sal y el ácido en cilindros de hierro colado, colocados de dos en dos en un horno de ladrillos. Estos cilindros comunican con redomas de barro (gres) colocadas en dos ó cuatro filas, las de la

primera fila están sumergidas en cajas llenas de agua, y contienen ademas cierta cantidad de este líquido. Generalmente se emplea para 100 partes de nitro refinado, 60 partes de ácido sulfúrico á 66°, y se recoje un poco menos de 100 partes de ácido nítrico.

De cinco años á esta parte se reemplaza en las fábricas el nitrato de potasa por el nitrato de sosa, que en grandes cantidades viene del Perú y cuyo precio es menor que el del salitre. Pero entonces para 100 partes de sal se emplean 71 partes de ácido sulfúrico, y se obtienen de 116 á 118 partes de ácido nítrico.

Sea cual fuere el nitrato empleado, el ácido sulfúrico obra siempre con él del mismo modo. Se une, con su base para formar un *sulfato* de *potasa* ó *de sosa*, que queda en el vaso destilatorio, y el ácido nítrico libre, se reduce á vapores blancos que se condensan en los recipientes, que se mantienen bien frios. Siempre una parte de este ácido es enteramente perdida por el fabricante, porque se descompone y se convierte en un gas rojizo, que se llama ácido hiponítrico; principalmente al principio y al fin de la destilacion es cuando se forma.

El ácido condensado en los recipientes está colorado en amarillo, por el ácido hiponítrico, y el cloro. Ademas contiene ácido sulfúrico, señala de 40 á 42° en el areómetro ó pesa ácidos. Es pues necesario purificarlo, y facilmente se logra destilandolo sobre un poco de nitrato de potasa, el que absorve todo el ácido sulfúrico, despues se hace calentar el producto destilado en un matraz de un cuello largo y estrecho, hasta que quede sin color. El cloro y el ácido hiponítrico se volatilizan con un poco de ácido nítrico.

El ácido rectificado señala ordinariamente de 41 á 42° en el pesa ácidos y debe conservarse privado de la luz.

El ácido nítrico no puede existir sin agua, á menos de hallarse combinado con ciertos óxidos: en su mayor grado de concentracion, 100 partes de él constan.

Acido anhidro.	85,76.
Agua.	14,24.

Siempre que se trata de quitarle su agua de composicion, se descompone y se convierte en oxígeno y ácido hiponítrico. Esto es lo que sucede cuando se le calienta con 4 á 5 veces su peso de ácido sulfúrico concentrado.

El ácido nítrico en estado de pureza es líquido, blanco y de un olor desagradable, despidiendo vapores blancos, en contacto con el aire.

Es muy cáustico y corrosivo, ataca fuertemente los tejidos orgánicos á la temperatura ordinaria, y colora en amarillo las substancias animales. Cuando está concentrado es uno de los mas fuertes venenos, sin embargo por sus númerosos usos en las artes, es uno de los cuerpos que mas se emplean. Cuando una persona ha bebido por equivocacion agua fuerte lo mejor que hay que hacer es administrarle de pronto y con la abundancia posible, líquidos edulcorantes como la leche, agua de goma, en seguida si se puede, como *neutralizantes*, la mangnesia calcinada y desleida con agua, el agua de cal ó una disolucion de jabon. Por razon de la facilidad con que desorganiza los tejidos animales, se emplea á menudo este ácido concentrado, para destruir las pequeñas escrecencias, las berrugas, y para cauterizar las llagas ponzoñosas y las úlceras, etc.

Hierve á 86° y se reduce á vapor blanco ligeramente oloroso, por razon de un poco de ácido hiponítrico, resultante de su descomposicion parcial. A una temperatura elevada es completamente descompuesto y transformado en ácido hiponítrico, y en oxígeno.

La luz del sol obra tambien del mismo modo sobre el ácido concentrado de 35° para arriba, y le colora prontamente en amarillo. Diluido con agua marcando 26°, es el agua *fuerte del comercio*, y entonces no es alterable por la luz.

Se mezcla con el agua en todas proporciones: su densidad disminuye con la proporcion del agua que se le añade, aunque el volúmen de la mezcla sea menor que el de los dos componentes. Al mismo tiempo su punto de hevullicion se aumenta progresivamente, á proporcion que el ácido es mas débil, y sube hasta 120°.

El ácido nítrico compuesto de principios de muy poca afinidad entre sí, es descompuesto por las menores influencias, y cede muy facilmente en todo ó en parte su oxígeno, á los cuerpos combustibles, sobre los cuales se le pone en accion. La mayor parte de estos cuerpos le descomponen aunque sea á la temperatura ordinaria, oxigenandose á sus expensas y desprendiendose entonces ó el azoe puro, el protóxido ó el deutóxido.

Cuando se hace calentar ligeramente este ácido con el carbon, el azúfre ó el fósforo, se verificará una viva reaccion, y se formará ácido carbónico, ácido sulfúrico, ó ácido fosfórico y abundantes vapores rojizos de ácido hiponítrico. A menudo se utiliza esta accion oxigenante del ácido nítrico para preparar muchos compuestos diferentes.

Por lo mismo es un precioso ajente en los laboratorios y en las fábricas, principalmente para disolver los metales, verificar el ensayo de monedas, obtener el apartado del oro, grabar sobre el cobre, dorar sobre el laton y otros metales. La propiedad que tiene de colorar los tejidos animales le hace emplear con ventajas para los tintes y en particular para teñir la seda del color naranjado muy sólido. Los sombrereros lo emplean tambien para disolver el mercurio con el objeto de separar los pelos.

A menudo se emplean sus vapores para desinfectar el aire de las embarcaciones, de los hospitales, y otros lugares análogos, pero no obran tan eficazmente como el cloro. En el año 1780 un inglés llamado Smith, indicó estas fumigaciones dandoles el nombre de vapores nitrosos.

El ACIDO NITROSO ó el ácido menos oxigenado del azoe, solo puede existir combinado con los óxidos metálicos. Cuando se le separa de estos, se descompone y se transforma en ácido hiponítrico y deutóxido de azoe.

El ACIDO HIPONITRICO se forma en muchos casos, por ejemplo, siempre que se calientan fuertemente los demas compuestos oxigenados de azoe. En los laboratorios se le obtiene calcinando el *nitrato de plomo seco* en una retorta de tierra cuyo cuello tiene adaptado un largo tubo de vidrio en

forma de U, y rodeado de una mezcla de hielo y de sal. El calor descompone el nitrato, y separa el ácido nítrico del protóxido de plomo, pero el primero no pudiendo existir sin agua como se ha dicho, se convierte en ácido hiponítrico y en oxígeno. Este se sale del aparato, pero el ácido se condensa enteramente en el tubo, cuya temperatura se debe mantener á 20° bajo cero.

En este estado, es un líquido amarillo anaranjado intenso, de un olor muy fuerte, é inseparable, que despide abundantes vapores rojizos y rutilantes, que se conocen con el nombre de *gas ácido nitroso*. Estos vapores son excesivamente deletereos, y producen repentinamente una inflamacion mortal en los pulmones.

Obra sobre los tejidos animales, y sobre los cuerpos combustibles simples y compuestos, como el ácido nítrico, cediendoles en todo ó en parte su oxígeno. El agua le descompone y le convierte en ácido nítrico que se disuelve, y en gas deutóxido de azoe que se desprende en forma de vapores rutilantes.

Cuando se disuelve en el ácido, le hace tomar succesivamente un color azul claro, verde de esmeralda, amarillo intienso y obscuro. Echando agua en estos líquidos diferentemente colorados, se desprende mucho deutóxido de azoe, perdiendo su color, pasando por los matizes intermedios desde el obscuro al azul claro.

El ácido hiponítrico precipita instantáneamente el azúfre del ácido hidrosulfúrico, y en este caso su accion es tan manifiesta, que cortísimas cantidades de este, disueltas en el agua son visibles, como se ve por el enturbiamento lechoso que presenta. Los químicos consideran este ácido como una combinacion de ácido nítrico y de ácido nitroso; por cuya razon muchos le llaman *ácido nitroso-nítrico*.

DE LOS ÓXIDES DE AZOE.

Los dos óxides de azoe son gaseosos. Ninguno existe en la naturaleza y poseen unas propiedades muy clásicas. Priestley y Hales lo descubrieron en el año de 1772.

El PROTÓXIDO DE AZOE carece de color y de olor, posee un sabor ligeramente azucarado, y como el oxígeno puede entretener la combustion. En efecto una vela que solo presente algunos puntos de ignicion en el pávilo, se reenciende de repente dentro de él; el carbon, el fósforo y el azúfre, arden con mucho mas brillo que en el aire cuando se introducen en su atmósfera. Con un volúmen de hidrógeno detona, cuando se le acerca un cuerpo encendido; se disuelve en mucha cantidad en el agua, y le comunica un sabor algo dulce.

Pero lo que mas le caracteriza, es su accion sobre la economía animal. Los animales pequeños que se sumergen dentro su atmósfera, no dan señales de incomodidad sino despues de algun tiempo. Entonces ejecutan muchos movimientos y caen asfixiados.

Los efectos que causa á los hombres son muy variados. Segun Davy, que fué el primero que lo respiró en mucha cantidad, sintió despues de la primera inspiracion, cierta picazon que disminuia á proporcion que se le respiraba en mayor cantidad. Se siente una ligera presion en los músculos, cosquillas en las estremidades, un temblor muy agradable, particularmente en el pecho, y en una palabra una especie de embriaguez que dura uno ó dos minutos. Al fin de la respiracion la agitacion aumenta, las facultades del poder muscular se exaltan, se experimenta una propension irresistible al movimiento. Estos efectos cesan cuando se detiene la inspiracion del gas y en menos de diez minutos se está enteramente restablecido.

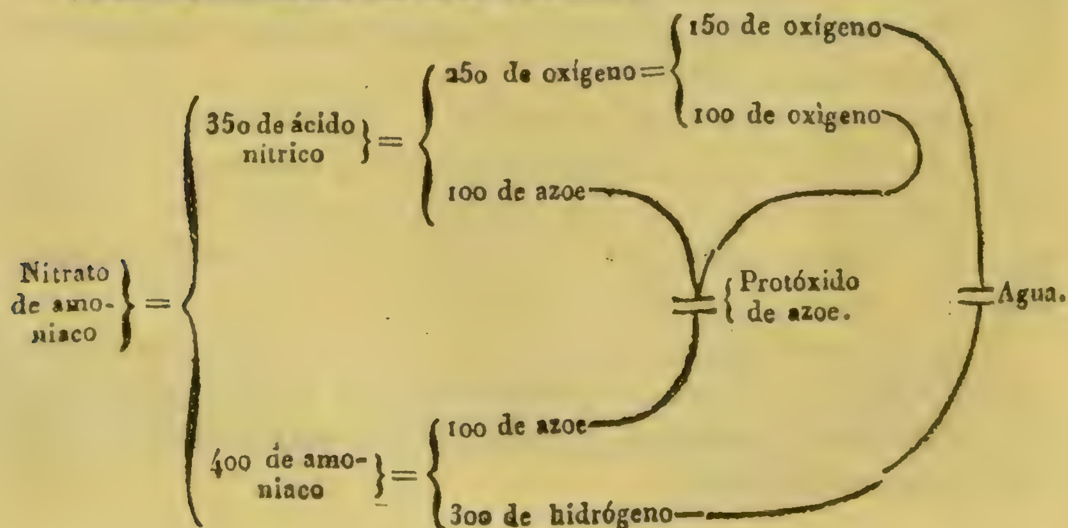
Muchas personas como Tennant, Underwood, el doctor Ure, ect., dicen haber esperimentado las mismas sensaciones agradables. Algunos que lo esperimentaron les sobrevino una risa involuntaria y una alegria loca, lo que dió lugar á llamarle *gas delirante.*

Pero distantes estamos de dar crédito á aquellos que han querido probar esta propiedad del protóxido del azoe, cuando dicen haber gozado de una felicidad extática descrita por los químicos ingleses.

Proust Wurzer, Vauquelin, Thenart, y muchos discipulos de estos dos últimos químicos, solo han esperimentado sensaciones dolorosas y hasta una pérdida de conocimiento que ha durado muchos minutos. Apenas Vauquelin hubo respirado este gas, cayó casi sin fuerza, su pulso era extremamente agitado, sintió un ruido considerable en sus oidos, sus oidos eran desgajados y rodando en sus órbitas, su figura descompuesta, su voz no podia hacerse comprender y su sufrimiento era extremado, permaneciendo por espacio de dos minutos, en este estado. Davy explica esta diferencia atribuyendola á la impunidad del gas que algunas veces está mezclado con el cloro ó el deutóxido de azoe. La constitucion física de los individuos, puede tambien contribuir en gran manera acerca los resultados causados. Se obtiene el protóxido de azoe, descomponiendo por el calor el *nitrato de amoniaco* en una pequeña retorta de vidrio con un tubo, que conduce el gas á unas campanas llenas de mercurio. Se emplea de 40 á 50 gramas de sal en cristales. Por una reaccion entre los principios elementares de esta sal, toda se convierte en agua y en protóxido de azoe, del modo siguiente.

El amoniaco que está unido al ácido nitrico, es un compuesto de azoe y de hidrógeno. Este roba cierta cantidad de oxígeno del ácido para formar agua, mientras que su azoe reuniéndose con el azoe y el oxígeno restante del ácido descompuesto, produce el gas protóxido de azoe que se recoje.

Véase la fórmula de esta reaccion.



El DEUTÓXIDO DE AZOE llamado muchas veces *gas nitroso, ó gas rutilante*, no tiene color y se distingue de todos los demas gases conocidos, por el modo como obra con el oxígeno ó el aire. Cuando está en contacto de estos fluidos, produce de repente vapores rojos muy intensos, de un olor sofocante, los cuales son causados por la formacion instantánea del ácido hipo-nítrico. Por esta razon el deutóxido de azoe es irrespirable y tan deletereo, absorve el oxígeno del aire contenido en la atmósfera, y se convierte en ácido hipo-nítrico que mata.

Para manifestar que es un verdadero compuesto, ácido que se forma por el contacto del oxígeno y del deutóxido de azoe, basta introducir estos dos gases en una campana con agua colorada por medio de la tintura de tornasol. Los vapores rutilantes no tardan á desaparecer, disolviendose en el agua azul que enrojecen.

La propiedad que tiene este gas de absorver el oxígeno en un grado eminente, le hizo emplear durante mucho tiempo para el analísis del aire. Pero este medio no siendo el mas seguro se ha abandonado. Dreissen lo propuso para reconocer si una agua natural contenia ó no aire. Para esto se da un ligero tinte azul á esta agua con un poco de tornasol, y se pone en contacto con el deutóxido de azoe. La tinta azul se vuelve roja cuando el agua contiene aire, porque entonces este convierte el gas en ácido hipo-nítrico; pero sin embargo este resultado no se verifica siempre.

El deutóxido de azoe no tiene accion alguna sobre los colores. No puede mantener la combustion de las velas, á pesar de esto, el fósforo encendido arde dentro de él, con casi tanta vivacidad como en el oxígeno y es muy poco soluble en el agua.

Se obtiene facilmente por la reaccion del ácido nítrico sobre la mayor parte de los metales, prefiriéndose el cobre reducido en limaduras ó en pedazos. Para esto se introducen 40 ó 50 gramas en un globo de vidrio, con cerca 100 gramas de ácido nítrico diluido con dos veces su volúmen de agua. De repente se produce una reaccion muy

viva. El líquido se calienta mucho, toma un color verde, hierve tumultuosamente, y se desprende grande cantidad de deutóxido de azoe. Se dejan perder las primeras cantidades de gas desprendido y se recojen las siguientes en el agua, y mejor en el mercurio. Despues de la reaccion, el líquido del globo tiene un color azulado, y retiene el *nitrato de deutóxido de cobre* formado.

Véase el modo de explicar la formacion de esta sal y del deutóxido de azoe, únicos productos de la operacion. El ácido nítrico en contacto con el cobre está inmediatamente descompuesto por él, y cediendo una parte de su oxígeno queda al estado de deutóxido de azoe. Pero no todo el ácido empleado cede oxígeno, pues la parte de ácido no descompuesta, se combina con el deutóxido de cobre formado, y produce entonces un nitrato azul que queda disuelto en el agua. Representemos esta teoría con la siguiente tabla para hacerla comprender mejor.

Cobre metálico
= Deutóxido de cobre
Ácido nítrico = { 1.ª porcion. Ácido nítrico } = { Oxígeno / Deutóxido de azoe
2.ª porcion. Ácido nítrico
= { Nitrato de cobre.

El deutóxido de azoe es muy importante en la fabricacion del ácido sulfúrico, en la que se consume en muy grandes cantidades. Para este objeto muchas veces se obtiene desoxigenando el ácido nítrico por medio de una substancia vegetal de poco valor, como el melote ó la fécula de patatas.

Existe un compuesto de azoe y de hidrógeno, cuyas propiedades y usos es indispensable tratar. Este es el cuerpo que vulgarmente se llama *alcalí volátil*, ó *amoniaco*. Los químicos le llaman AZOTURETO DE HIDRÓGENO.

DEL AZOTURO DE HIDROGENO, Ó AMONIACO.

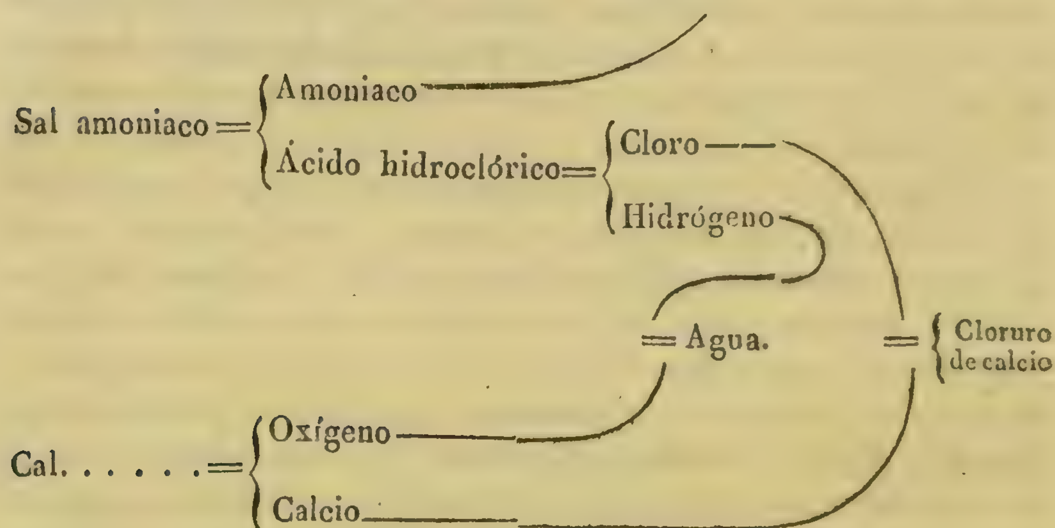
El nombre vulgar de este compuesto binario, es derivado del nombre de la *sal amoniaco* ó hidroclorato de amoniaco, que se emplea para obtenerle, y que tiene por etimología el de *Ammonio*, cierto pais de la Libija llamado así por la grande abundancia de arena que le cubre, como lo espresa la palabra *ammos* de los Griegos. De ahí mismo se ha sacado el nombre de Jupiter *Ammon*, al que se erigió un templo en este pais arenoso.

La sal amoniaco que los Griegos y los Romanos utilizaban en muchos casos, se halla en los orines del hombre, y en los excrementos de los camellos, de los bueyes, y en general de todos los animales que comen plantas saladas. En Egipto muchos años hace que estos excrementos despues de secos, son empleados como combustible por la clase mas pobre de los habitantes, y el hollin que recogen, es calentado dentro grandes matraces de vidrio para extraer la sal amoniaco que el hollin contiene. Esta sal se sublima á la parte superior del matraz, en donde se amolda en panes mas ó menos récios, convexôs de un lado, y cóncabos de otro y con esta figura vienen del Cairo. De 13 quilógramos de hollin solo se sacan 3 quilógramos de sal amoniaco, se conoce el procedimiento seguido por su extraccion desde el año 1829, y cuyos detalles fueron dados á la Academia de ciencias por Le Mayre, á la sazon Consul de Francia, en el Cairo.

De esta sal por primera vez sacó Priestley el amoniaco en estado de pureza, haciendola calentar con la cal viva: este procedimiento aun es el que se sigue en los laboratorios. Para esto se hace una mezcla de partes iguales de estas dos substancias, se introducen prontamente en una redoma, á la cual se adapta un tubo encorvado que se sumerge en la cuba de mercurio, y á una temperatura ordinaria el amoniaco se desprende. Se calienta ligeramente, para favorecer la reaccion: no se recoge el gas de las campanas

hasta que es enteramente absorvido por el agua, de 50 gramas de sal amoniaco se obtienen muchos litros de gas puro, el residuo se compone de *cloruro de calcio* y agua.

Véase con la siguiente tabla la reaccion de las substancias.



Los antiguos no conocieron jamas el amoniaco en el estado libre. El carbonato de amoniaco de los modernos, era llamado por los químicos árabes *alcalí volátil, espíritu de orines, y espíritu de asta de ciervo,* porque en aquel entonces se obtenia de las substancias animales.

Scheele fue el primero que descubrió la descomposicion del gas amoniaco, y Berthollet en 1785, demostró que era formado de hidrógeno y azoe en las relaciones de 3 volúmenes del primero, y 1 del segundo.

En la naturaleza, el amoniaco solo existe en combinacion con los ácidos, y en especial con los ácidos carbónico, fosfórico, sulfúrico hidroclórico é hidrosulfúrico.

El carbonato de amoniaco hablando con propiedad, no es un producto natural en el sentido que comunmente se usa esta palabra, porque solo se halla en las substancias que resultan de la descomposicion espontánea de las substancias orgánicas azootizadas, por ejemplo en los orines. Lo mismo sucede con el hidro sulfato de amoniaco, que se forma en medio de la destruccion de las substancias, que

contienen á un mismo tiempo en el número de sus elementos el azoe y el azúfre. Es uno de los gases deletéreos é infectos que se desprenden incesantemente en los depósitos de las letrinas.

Siempre que estas substancias orgánicas azootizadas están sustraídas de la influencia de la vida, ó colocadas en tales circunstancias, que el equilibrio de sus principios constitutivos, es destruido, como por ejemplo cuando se les sujeta á la accion del calor, ó á la no menos poderosa de los alcalís, el amoniaco se forma en mayor ó menor cantidad y se desprende ya sea en estado libre, ya unido con los ácidos volátiles.

Las artes han sabido sacar partido desde muchos años, de la facilidad con que el amoniaco se forma en diferentes casos. Hace 50 años que se destilan en cilindros de hierro colado, substancias animales de poco valor, como huesos, desperdicios de lana, pedazos de cuero viejo, los cuales producen juntos con otros productos, una abundante cantidad de amoniaco impuro, que se condensa en toneles llenos de agua. Esta agua amoniacal sirve para preparar la sal amoniaco francesa, la que ha reemplazado á la de Egipto en todos sus usos.

Examinemos ahora los caractéres del amoniaco puro.

El amoniaco á la temperaturra ordinaria es gascoso. Este gas no tiene color, es de un sabor acre y cáustico, de un olor particular vivo y penetrante, que irrita la nariz y arranca lágrimas. No se le puede respirar sin peligro, á las pequeñas dósis es eminentemente deletéreo. El profesor Persy ha contado la historia de un hijo de un farmaceutico, que apesar de haber sido inmediatamente socorrido, murió víctima de la fractura de un vaso lleno de amoniaco disuelto en agua. Nistem vió perecer dos dias despues con todos los sintomas de una inflamacion á un epiléptico, socorrido en un ataque, por personas ignorantes que le echaron amoniaco á la cara, narices y boca.

Este gas produce las optalmias muy considerables que padecen los basureros, que continuamente sufren las ema-

naciones amoniacales que se desprenden de los depósitos de las letrinas.

Su disolucion en el agua aplicada sobre la piel, causa prontamente una rubefaccion que es seguida de ampollas y de una profunda cauterizacion. Por esto los médicos le usan á menudo para reemplazar los vejicatorios, para cautorizar la herida causada por animales venenosos, como las abispas, las abejas, los perros rabiosos, etc. Tambien se ha sacado partido de su accion sobre la membrana del olfato, para volver los sentidos á las personas asfixiadas.

El gas amoniacal obra sobre los colores vejetales; como los óxidos, y principalmente como la potasa. Enverdece el jarabe de violetas, restablece el color azul del tornasol enrojecido por los ácidos, y cuando se espone un manojo de violetas sobre un vaso de donde se desprende el gas amoniaco, dentro pocos minutos las violetas toman un hermoso color verde.

Es mucho mas ligero que el aire, y apaga los cuerpos encendidos. Mezclado con un volúmen de oxígeno igual al suyo, detona fuertemente á la aproximacion de una luz, convirtiendose en agua y azoe.

El cloro le roba igualmente y deja libre el azoe. Cuando se llena un grande tubo cerrado por un estremo, lleno de una disolucion de cloro, dejando solamente vacíos algunos centímetros de su capacidad para colocar en ella amoniaco líquido, volviendose el tubo para verificar la mezcla, una multitud de pequeñas burbujas subirán á la parte superior, y dentro de pocos minutos se tendrá bastante gas para probar que es azoe puro, y el cloro se habrá convertido en ácido hidroclórico.

Empleando el cloro y el amoniaco en estado gaseoso, se producirá la misma reaccion, pero entonces habrá produccion de luz y formacion de densos vapores blancos, debidos á una formacion de sal amoniaco. Con estos datos, se ve bien que puede emplearse con ventaja el cloro para desinfectar una atmósfera cargada de gas amoniaco, como por ejemplo la de las letrinas.

El gas amoniaco es uno de los gases mas solubres en el agua, pues que este disuelve cerca el tercio de su peso, ó casi 430 veces su volúmen. Por esta razon cuando se destapa dentro del agua una redoma llena de gas amoniacal puro, el agua es arrojada con tal rapidez, que la vista no puede seguir su ascension. Por lo mismo cuando se introduce un pedazo de hielo dentro de una campana llena de este gas, determina con igual prontitud una absorcion, que el mercurio llena de repente la campana.

El agua saturada de gas amoniaco, ó el *amoniaco líquido*, como generalmente se llama á esta solucion, carece de color, y tiene todas las demas propiedades del gas. Su concentracion en el comercio es de 22° del areómetro. Es preciso conservarla en vasos bien cerrados.

Se prepara con el aparato de Woulf, parecido á aquel de que nos hemos valido para obtener la disolucion del cloro. En este estado, el amoniaco se emplea en las artes en la medicina y en los laboratorios.

El gas amoniaco se combina con todos los ácidos, destruyendo sus caractéres distintivos. Con los ácidos gaseosos, despide vapores blancos muy espesos, como se manifiesta haciendo pasar cierta cantidad de gas dentro de campanas que contengan ácido carbónico, ácido hidrosulfúrico, y ácido hidroclórico. Se ha utilizado esta propiedad en los laboratorios, para apreciar los mas débiles desprendimientos de este gas, que estan fuera del alcance del olfato. Se aproxima al lugar en que se sospecha se han de verificar, un tubo mojado con ácido hidroclórico, el que produce de repente vapores blancos mas ó menos visibles. Igualmente se reconocen las salidas del gas ácido en los aparatos de las fábricas, por medio de un tubo mojado con amoniaco líquido.

Hay poquisimos cuerpos que presten tantos servicios al químico como el amoniaco. Es uno de los mas útiles reactivos: sirve para disolver muchos cuerpos y precipitar una infinidad de otros, y obtenerlos, en su estado de pureza.

No es menos importante su uso en las artes, se emplea para disolver el carmin, y dar mayor solubilidad en el agua, á ciertos principios colorantes. Muchas veces tambien se utiliza para modificar el matiz de algunos colores, como por ejemplo los carmesies, y los azúles de prusia aplicados á la seda. Generalmente en estos casos se emplean los orines en putrefaccion, por que contienen abundancia de carbonato de amoniaco, y amoniaco libre, y por razon de estas dos substancias contenidas en dichos orines, estos se emplean para desgrasar las lanas.

Los quita manchas consumen mucho amoniaco mas ó menos concentrado, para quitar las manchas crasas de los vestidos, y restablecer el color de las telas destruido por los ácidos.

Los fabricantes de perlas falsas, se valen del amoniaco para preparar la esencia de *Oriente*, licor que se obtiene echando en el alcalí volatil unas laminillas brillantes que se separan por medio del frote, y lavando las escamas de un pequeño pescado de rio llamado *Breca*, se introduce este licor en unos glovulillos de vidrio, á los que las escamas se pegan en razon de su blandura, y estas comunican á aquellos la propiedad de reflejar la luz y descomponerla á semejanza de las *perlas orientales* y naturales.

Hemos hablado de las útiles aplicaciones del amoniaco á la medicina; los veterinarios lo usan tambien con buen resultado para disipar la meteorizacion, ó la hinchazon que se manifiesta en los animales que han comido con exeso forrajes verdes y húmedos; y obra absorviendo los gases ácidos que ocasionan la hinchazon en el estómago ó intestinos: 32 gramas á lo mas de amoniaco, diluidas en bebidas mucilaginosas, producen casi la curacion repentina de un Buey ó de un caballo.

Finalmente la esperiencia ha justificado en estos últimos años, una propiedad muy singular del amoniaco líquido, y es su eficacia para disipar casi instantáneamente los efectos de la embriaguez. Ocho ó diez gotas de alcalí volatil echadas en un vaso de agua azucarada, son suficientes para obrar, este maravilloso resultado.

Leccion décima cuarta.

DE LOS METALES.

SUMARIO.

Historia de los metales. — De los alquimistas y de la *piedra filosofal* — Teoria del *flojisto.* — Descubrimientos notables de H. Davy. — Reduccion de los radicales metálicos de las *tierras* y *alcalis.* — Clasificacion de los metales. — Propiedades generales de los metales. — Del eslabon de gas hidrógeno. — Principios de nomenclatura para los compuestos de los metales y metaloides.

Hay pocos cuerpos que ofrezcan tanto interés como los METALES, sea cual fuere el aspecto bajo el que se les considere. Su abundancia en la naturaleza, los diferentes estados en que se hallan, sus propiedades físicas tan curiosas, cuyas aplicaciones son de la mayor importancia, sus caractéres químicos tan marcados, y los fenómenos notables que ofrecen en sus diferentes reacciones con los demas cuerpos simples y compuestos, finalmente la inmensa influencia que ha ejercido su estudio sobre el adelanto y perfeccion de la química, y en general de todas las ciencias físicas; todo se reune para constituir con esta clase de elementos, una de las partes mas íntimas de la ciencia, de la que vamos á dar una idea clara y exacta.

Empleados alternativamente para destruir y para edificar, es claro que sus usos son los mas extensos y los mas opuestos. Abastecen las artes y oficios, de todas especies de instrumentos, y son los signos convencionales del valor nomi-

nal de diferentes objetos. Sirven tanto para la defensa, como para la ruina de los intereses mas apreciados. La medicina los utiliza con buen éxito para combatir los males mas pertinaces. El delincuente se vale de ellos para realizar sus criminales proyectos. Finalmente sin ellos la civilizacion se habria detenido en su marcha progresiva, y nuestras ciudades tan hermosas y florecientes, perdiendolos, volverian muy luego á aquel estado de barbárie y miseria en que gimen los pueblos salvages, que ignoran aun el uso de los metales.

Desde la mas remòta antigüedad se ha hablado de los fundidores de metales, de los herreros, de los fabricantes de armas y de instrumentos de labranza. Tubalcano que vivia unos 4000 años antes de la era cristiana, era un obrero hábil que trabajaba el hierro y el cobre. El arte de fabricar la moneda de oro y plata, fué conocido desde el tiempo de Abrahan. Los Egipcios y los Fenicios trabajaban las minas, fundian y derritian los metales, conocian el dorado y plateado, la fabricacion de los esmaltes y de los emplastos trabajados con los óxidos metálicos. Los Corintos trabajaban con perfeccion las aleaciones, y los Griegos se servian de muchos compuestos metálicos, como el albayalde, el cinabrio, el verdete y la caparrosa ó vitriolo verde. En la China se conocian desde el tiempo mas remoto las aleaciones, algunos óxidos y sales metálicas, y los unguentos mercuriales.

Sin embargo los procedimientos metalúrgicos se mantuvieron con mucha inperfeccion hasta el siglo XVIII, y el número de metales conocidos por los romanos que todo lo recibian de los egipcios y de los griegos, era reducido al número de siete, á saber, el hierro, el cobre, la plata, el oro, el plomo, el estaño y el mercurio. Estos metales fueron llamados con los nombres de planetas, porque los antiguos suponian entre estos y aquellos, cierta relacion misteriosa, y se simbolizaban en los escritos con el signo del planeta á que correspondian.

El oro era el *Sol*, y se le representaba con ☉
La plata, la *Luna*, ... ☽
El mercurio, *Mercurio*, ... ☿
El cobre, *Venus*, ... ♀
El hierro, *Marte*, ... ♂
El estaño, *Jupiter*, ... ♃
El plomo, *Saturno*, ... ♄

Desde el siglo VII hasta el XVI, los que cultivaban la *filosofía hermética*, bajo cuyo nombre entonces designaban la química ó la alquimia, como lo escribian los Arabes, se persuadieron que era posible cambiar en oro los demas metales que consideraban como un bosquejo de este, y por cuya razon les llamaron *metales bajos*, *metales imperfectos*, *medio metales*. Estos metales debian, por medio de una substancia pura, perder todas sus impurezas, y pasar poco á poco al estado de *sol*, ó de *rey de los metales* ó de oro. Para llegar á la *transmutacion de esta grande obra*, consumian su vida buscando esta substancia pura que debia enriquecerlos. Llamaban *piedra filosofal* al *polvo de proyeccion*, del que una parte podia convertir 10000 partes de metal imperfecto en metal perfecto.

Otros alquimistas iban al mismo tiempo tras de otros desbarros. Se jactaban de descubrir una *panacea universal*, que tendria el poder de curar todas las enfermedades y prolongar la vida mas allá del término fijado por la naturaleza. Tambien creian conseguirla con los metales. Uno de los mas célebres, entre estos entusias llamado Theufrastes Paracelso, que nació en 1493 en las inmediaciones de Zurich en Suiza, suponia poseer esta panacea que debia hacerle inmortal, y la llevaba en el puño de su espada, lo que no le impidió de morir de edad de 48 años, en una taberna de Salzbourg en medio de los excesos que no habia abandonado durante su vida.

En todo este período de locura y de dolo, la historia de los metales se enriqueció con un gran número de hechos, sujetando estos cuerpos á tantas pruebas en sus miste-

riosas operaciones, que á veces duraban años enteros. Los alquimistas descubrieron cierto número de sus propiedades, obtuvieron algunos de su compuestos, y aun muchos metales nuevos, como el zinc, el bismuto y el antimonio.

A mediados del siglo XVI los decretos de los Parlamentos, y aun mas la estravagancia de tamañas ideas, habian dado un golpe mortal á la alquimia, y el entendimiento tomó mejor direccion, y finalmente la ciencia recibió un impulso filosófico.

Ernesto Stahl estableció entonces acerca la naturaleza de los metales, una teoría que reinó hasta la revolucion química del año 1789. Consideró estos cuerpos como compuestos de cal ó tierra metálica, y de cierta substancia elemental, á la cual deben su combustibilidad, y esta substancia es el flojisto. A cada uno de los metales agregaba en proporciones diferentes á estos dos componentes un tercer principo, que le llamó tierra mercurial.

Los metales cuando se calcinan cambian de aspecto, y pierden sus propiedades caracteristicas, porque segun Stahl abandonan el flogisto que tienen en combinacion con ellos, y vuelven á su estado metálico cuando se les restituye este principio esencial, calentandolos con carbon, grasas y aceites. Las propiedades de los cuerpos, y los fenómenos que presentan en todas sus reacciones mútuas, se deben únicamente á la falta ó existencia, al desprendimiento ó fijacion de este ente imaginario, el flogisto, al que Stahl considera como un agente universal.

Esta teoría apesar de ser muy errónea, encantó por su sencillez. Desarollada y mas ó menos modificada por los sucesores y discipulos de Stahl, ha prevalecido sin réplica, y ha bastado para la explicacion de las teorías químicas durante mas de medio siglo. Las ideas falsas que se tenian sobre la naturaleza química de los metales, no impidieron manifestar sus propiedades mas principales, y las alteraciones químicas que pueden sufrir con los diversos agentes, por esta razon su estudio adelantó muchísimo durante la teoria Stahliana. Los químicos de aquella épo-

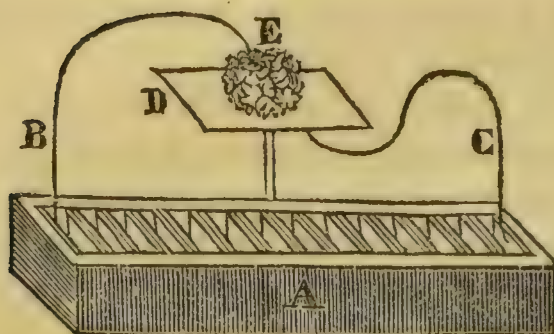
ca descubrieron y caracterizaron perfectamente el arsénico, el cobalto, el platino y el niquel.

A Lavoisier se deben los conocimientos mas exactos y mas numerosos acerca de esta materia, pues que derribó con sus ingeniosos experimentos la calcinacion de los metales, la disolucion de estos en ácidos, y la descomposicion de los ácidos y del agua por medio de los metales y la falsa teoría de Stahl, demostrando del modo mas evidente, que estos cuerpos son substancias simples indescomponibles, y solo susceptibles de cambiar de estado por efecto de las alteraciones que les hacen sufrir los demas cuerpos, con que se les pone en contacto.

Desde el año de 1774 hasta en el dia, se han añadido 26 metales al catálago de los que se han nombrado anteriormente, de modo que el número de estos cuerpos simples es actualmente de 40. Los químicos modernos que mas han contribuido á completar la obra de Lavoisier, relativamente al estudio de los metales son, Klaproth, Vauquelin Wollaston, Davy, y Berzelius.

El hecho mas sorprendente en la historia de los metales, fué el descubrimiento de los radicales metálicos, potasa, sosa, cal, barita, estronciana, los que hasta 1807 fueron tenidos como subtancias simples llamadas alcalis y tierras alcalinas. S. H. Davy de quien hemos hablado tantas veces, habiendole conducido los mismos experimentos sobre el galvanismo, á reconocer que la pila voltaica era un medio poderosísimo para descomponer los cuerpos, y que no hay compuesto que pueda resistir á su accion cuando es suficientemente enérgica, tubo la feliz idea en el mes de octubre de 1807, de ensayar la accion de los grandes aparatos galvánicos sobre la potasa y la sosa, y llegó á descomponerlos en oxígeno y metal. Véase como operó.

Puso un pedazo de potasa cáustica, humedecida con un poco de agua sobre una lámina de platino, que comunicaba con el hilo positivo de una pila de 250 pares, y dirijió sobre la potasa el hilo negativo de esta misma pila.



A. Pila con divisiones. *B*. Hilo negativo de la pila. *C*. Hilo positivo de la pila. *D*, Plancha de platino debajo de la que se pega el hilo positivo. *C*. *E*. Pedazo de otasa sobre el cual se hace llegar el hilo negativo *B* de la pila.

Davy vió al momento, que se desprendian burbujas de gas oxígeno al polo positivo, al paso que el hilo negativo se cubria de pequeños globulos metálicos, parecidos á los del mercurio. Algunos se encendian con explosion y viva llama, en el instante de formados, otros quedaban, pero no tardaban en cubrirse de un engrudo blanco que se formaba en su superficie.

Repetidos experimentos me manifestaron luego, (dice Davy), que estos glovulillos, no eran otra cosa que la substancia que buscaba, y un principio inflamable particular, esto es la base de la potasa. La sosa sujeta al mismo procedimiento, manifestó un resultado análogo.

Los glovulos comunmente se encendian al momento de su formacion, y algunas veces hacian una explosion violenta y se dividian en glovulos mas pequeños, que se elevaban al aire con mucha rapidez con desprendimiento de calor y luz viva. Este fenómeno que presentaba unas ráfagas continuas de fuego produjeron un efecto admirable....... Yo me arriesgué á llamar á estas dos substancias con el nombre de potasio y sodio..... No es fuera del caso en vista de la sola analogia, presumir que las tierras alcalinas son compuestos, de una misma naturaleza que los alcalis fijos, esto es, bases metálicas eminentemente combustibles unidas al oxígeno. He ensayado algunos experimentos sobre la barita y sobre la estronciana, los que propenden á confirmar esta presuncion. Es de esperar que la cal, la magnesia la glucina,

la alumina y la silice, cuerpos muy refractarios cederán sus elementos á este nuevo método analítico que se vale de la atraccion y repulsion eléctricas.

Estos memorables experimentos del químico Inglés, los mas hermosos de la química moderna, estas brillantes adquisiciones sobre la naturaleza de las tierras que posteriormente la práctica ha justificado, han causado una verdadera revolucion en la ciencia, y le han proporcionado dos de los mas poderosos agentes con que cuenta, á saber, el potasio, y el sodio. Estos interesantes descubrimientos hicieron recaer en H. Davy el premio señalado sobre el *galbanisimo* por Napoleon, y adjudicado por el instituto de Francia.

Cuando el número de los metales estaba limitado á 10 ó 12, era fácil retener sus propiedades individuales y diferenciarlos unos de otros. Pero no sucede en el dia asi. La memoria mas feliz no podria retener el inmenso número de hechos que componen la historia particular de los 40 metales conocidos, y por lo mismo se deja ver la necesidad de disponerlos metódicamente, concretándose en algunos de sus caractéres mas marcados.

Despues de los escritos de Maquert, se han seguido sucesivamente muchas clasificaciones, pero á nuestro entender la mas perfecta y mas cómoda está trazada por Mr. Thenard. Esta clasificacion está fundada sobre la afinidad mayor ó menor de estos cuerpos con el oxígeno, afinidad medida por tres diferentes medios, á saber:

1º Por el modo como se conducen con respecto al oxígeno gaseoso. Los unos pueden unirse con él en diferentes grados de temperatura, y transformarse en *óxidos*, otros al contrario no pueden combinarse con el oxígeno en iguales circunstancias. Asi como el oro, la plata, y platino, no pueden jamás absorver el oxígeno gaseoso, el cobre, zinc, antimonio, y mercurio, se combinan con él por medio del calor; y el hierro el potasio, y sodio, se oxidan á la temperatura ordinaria. Estos dos últimos se oxidan tambien de modo que no pueden conservar su brillantez sino estan dentro de aceite de nafta.

Es bien sabida la prontitud con que el hierro pulimentado, se cubre de orin al contacto del aire, este orin es solo el resultado de su oxidacion ó un óxido: en uno de nuestros anteriores experimentos se ha visto al hierro arder con una vivacidad enérgica dentro del gas oxígeno puro, y reducirse en glóbulos negros y quebradizos, que son un óxido diferente del anterior. Martillese una barra de hierro roja sobre un ayunque, y de repente saltarán anchas escamas obscuras que vulgarmente se llaman *ojuelas*. Estas no son otra cosa que un óxido de hierro.

El zinc calentado al contacto del aire arde con desprendimiento de luz, y se convierte en una substancia blanca en forma de copos, que los alquimistas llamaban en su lenguage metafórico *nihilalbum*, ó *nada blanco*, *lana filosófica*, ó *lana de los filosofos* por razon de su grande ligereza. Esto no es otra cosa que un óxido de zinc.

Véase el antimonio fundido en un crisol, en este estado el aire no le oxida sensiblemente, pero, echandole desde arriba travesando el aire, y multiplicando sus puntos de contacto con el oxígeno, entonces se oxida rápidamente. Cada glovulo al caer sobre el suelo se vuelve incandescente, dividiendose en rádios, formando una estrella luminosa muy viva, rodeada de vapores blancos, y espesos, debidos á la formacion de un óxido.

2º Por la facilidad mayor ó menor con que los óxidos metálicos se reducen ó descomponen por el calor, los unos son dexosigenados á temperaturas mas ó menos elevadas, tales son los de plata y de mercurio, los otros no pueden experimentar este efecto á ninguna temperatura, tales son los óxidos de cobre, plomo, zinc, hierro, y estaño.

3º Por la accion de los metales sobre el agua. Hay muchos que pueden descomponerla, y robar su oxígeno, y otros que no ejercen ningun efecto sobre ella. En nuestra quinta leccion se ha manifestado, que el hierro, incandescente descompone el agua dejando el hidrógeno libre. El zinc, el estaño, y la manganesa se hallan en el mismo caso. Muchos otros producen iguales resultados á la temperatura

TABLA
DE LAS PRINCIPALES PROPIEDADES FÍSICAS DE LOS METALES,
CON LA FECHA Y LOS NOMBRES DE LOS AUTORES DE SU DESCUBRIMIENTO.

NOMBRES DE LOS METALES.	AUTORES Y EPOCAS DE SU DESCUBRIMIENTO.	COLORES.	DENSIDADES DE LOS METALES COMPARADA CON LA DEL AGUA REPRESENTADA POR 1,0000.	MALEABILIDAD Y DUCTILIDAD CON SUS GRADOS RELATIVOS.	GRADOS DE DUREZA.	TENACIDAD — UN HILO DE 2 MILIMETROS DE DIAMETRO SOSTIENE ANTES DE ROMPERSE UN PESO DE:	GRADOS DE FUSIBILIDAD. (1)	TEMPERATURA Á LA QUE HIERVEN Ó SE REDUCEN EN VAPORES.
ORO	Conocido de toda la antigüedad.	Amarillo puro.	19,2581.	El mas maleable y mas ductil de todos.	Rayado por el carbonato de cal.	68 kil. 216	A 32° del pirómetro de Wedgwood	Al foco de un grande espejo ardiente.
PLATA	Idem.	Blanco brillante.	10,4743.	El 2° por la maleabilidad y ductilidad.	Idem.	85 062	A 20° idem.	Muy sensiblemente volatil al calor blanco.
HIERRO	Idem.	Gris azulado.	7,8439.	El 4° por la ductilidad y el 8° por la maleabilidad.	Rayado por el vidrio.	249 650	De 130 á 158° idem.	Del todo fijo.
COBRE	Idem.	Amarillo rojizo.	8,8300.	El 13° por la maleabilidad y el 5° por la ductilidad.	Rayado por el carbonato de cal.	137 399	A 27° idem.	Idem.
MERCURIO	Idem.	Blanco gris con reflejos azules.	13,5569.	Liquido hasta á 39° 5 bajo 0°.			Solido á —40, se liquida á — 39° 5.	A la temperatura de + 360° del termometro centig.
PLOMO	Idem.	Idem.	11,4450.	El 6° por la maleabilidad y el 8° por la ductilidad.	Rayado por la uña.	12 550	A + 322° centigrados.	Al calor blanco.
ESTAÑO	Idem.	Blanco gris.	7,2914.	El 4° por la maleabilidad y el 7° por la ductilidad.	Rayado por el carbonato de cal.	15 740	A + 228° centigrados.	Fijo
ZINC	Indicado por Paracelso, que murió en 1541.	Blanco gris con reflejos azules.	6,8620.	El 7° por la maleabilidad y el 6° por la ductilidad.	Rayado por el vidrio.	49 790	A + 374° centigrados.	Al rojo blanco.
BISMUTO	Conocido de los antiguos quienes le confundian con el plomo y el estaño. Descrito por Agricola en 1520.	Blanco amarillo.	9.8300.	Quebradizo pero un poco ductil cuando puro.	Rayado por el carbonato de cal.		A + 246° centigrados.	Idem
ANTIMONIO	Basilio Valentin publicó el procedimiento de extraccion en el decurso del siglo XV.	Blanco gris con reflejos azules.	De 6,7020 á 6,8500.	Muy quebradizo.	Rayado por el vidrio.		A + 425° centigrados	Idem
ARSÉNICO	Schroeder en 1649.	Blanco gris ó gris de acero.	De 5,7000 á 5,9590.	Idem.				A 180° centigrados antes de fundirse.
COBALTO	Brandt, sueco, en 1733.	Blanco gris.	8,5131.	Quebradizo.	Rayado por el vidrio.		A 130° del pirometro.	Fijo.
PLATINO	Ch. Wood, en 1741, D. Antonio Ulloa, en 1748.	Blanco gris claro.	19,5000.	El 5° por la maleabilidad y el 3° por la ductilidad.	Rayado por el carbonato de cal.	124 690.	Del todo fusible á la fragua.	Al foco de un espejo ardiente.
NIQUEL	Cronstedt, en 1751.	Blanco plateado.	8,4020.	El 9° por la maleabilidad y ductilidad.	Rayado por el vidrio.	47 670.	A 160° grados del pirometro.	Fijo.
MANGANESO	Scheele, en 1774.	Blanco gris.	8,0130.	Quebradizo.	Mas duro que el acero templado.		Idem.	Idem.
TUNGSTENO	Los hermanos de Elhuyart, en 1781.	Gris.	De 17,2200 á 17,6000.	Idem.	Muy poco atacable por la lima.		Casi infusible solo se aglomera en la fragua.	Idem.
TELURO	Muller de Reichenstein, en 1782.	Blanco gris con reflejos azules.	6.1379.	Muy quebradizo.	Rayado por el carbonato de cal.		Un poco mas fusible que el antimonio.	Solo se evapora muy poco al calor rojo cereza
MOLIBDENO	Sospechado por Scheele, y Bergmann, en 1778; demostrado por Hielm, en 1782.	Blanco de plata mate, y gris intenso en el interior.	8,6360.	Quebradizo.			Como el Tungsteno.	Fijo.
TITANO	Gregorio, en 1791; Klaproth, en 1794.	Rojo de cobre intenso.	5,3000.	Idem.	Rayado muy sensiblemente por la piedra agata.		Del todo infusible en la fragua.	Idem.
URANO	Klaproth, en 1789.	Obscuro canela ó rojizo obscuro	9,0000.	Idem.			Como el Tungsteno.	Idem.
CROMO	Vanquelin, en 1797.	Blanco plateado.	5,9000.	Muy quebradizo.	No es rayado por el vidrio.		Idem.	Idem.
COLOMBIO	Hatchett, en 1801; Ekeberg, en 1802.	Negro ó gris de hierro.		En polvo de aspecto algo metálico.			Como el platino.	Idem
PALADIO	Wollaston, en 1803.	Blanco gris claro.	11,3000	El 10° por la maleabilidad y ductilidad.	Rayado por el carbonato de cal.		Idem.	Como el platino.
RODIO	Idem.	Idem.	11,0000.	Quebradizo	No se deja rayar por el vidrio.		Idem.	Fijo.
IRIDIO	Descotils y Smithson-Tennant, en 1803.	Idem.	18,6800.	Polvo metálico medio ductil.	Idem.		Idem.	Idem.
OSMIO	Smithson-Tennant, en 1803.	Blanco gris con reflejos azules.	10,0000.	Mas maleable que ductil.			Idem.	Idem.
CERIO	Hisinger y Berzelius, en 1803.	Obscuro chocolate intenso.		En polvo. Raramente en pequeños granos metalicos.			Idem.	Idem.
POTASIO	Sr. Humphy Davi, en 1807.	Blanco gris.	0,8510.	Ductil y blando como la cera.	Blando como la cera		A + 58° centigrados	Al rojo naciente
SODIO	Idem	Idem.	0,9720.	Idem.	Idem.		A + 90 centigrados.	Sobre el rojo naciente.
CALCIO	Seebeck y Davy en 1807 a 1808.	Blanco plateado	Entre 4,0000 y 5,0000.	Idem.	Idem.			Fijo
BARIO	Idem.	Idem.	Idem.	Idem	Idem.		Un poco menos del calor rojo.	Idem.
ESTRONCIO	Idem.	Idem.	Idem.	Idem.	Idem.		Idem	Idem.
CADMIO	Hermann y Stromeyer, de 1817 á 1818.	Blanco gris	8,6040.	El 11° por la maleabilidad y la ductilidad.	Rayado por el carbonato de cal.		Idem.	Un poco sobre de + 360°.
LITIO	Arfwedson, en 1817.	Blanco plateado.		Blando.				
ALUMINIO	Wohler, en 1827.	Blanco gris.		En polvo gris con laminitas metálicas brillantes de un blanco de estaño y maleables.			Infusible al grado en que se funde el hierro colado.	Fijo.
ITRIO	Wohler, en 1828.	Negro gris.		En polvo compuesto de escamas de un brillo metálico.				Idem.
GLUCINIO	Idem	Gris intenso.		En polvo.			Muy dificil de fundirse.	Idem.
MAGNESIO	Bussi, en 1829.	Blanco plateado.		Muy maleable.	Duro.		Temperatura muy poco elevada.	Idem.
TORIO	Berzelius, en 1829.	Blanco gris con reflejos azules.		En polvo metálico				Idem.
VANADIO	Sospechado por Del Rio en 1801; obtenido por Sefstrom en 1830.	Blanco de plata.		Quebradizo.			Como el Tugnsteno.	Idem.

(1) El signo + que quiere decir mas, colocado delante un numero expresando los grados del termometro centigrado, significa que estos grados son sobre de cero de este termómetro. El signo — que quiere decir menos, significa que los grados durante los cuales esta colocado son de bajo de cero ó del grado del hielo derritiendose. (Véase el curso de física por las escalas termométricas.)

ordinaria. De este número es el metal de la potasa llamado potasio, el que en contacto con el agua presenta fenómenos muy curiosos.

Echese un glóvulo de este metal en el agua, y se verá que se ajita rápidamente dando vueltas á la superficie del líquido, y en seguida se enciende cubriendole una llama rojiza un poco violazea. Despues de estos fenómenos, desaparece haciendo sentir un ligero estallido. Estos efectos se deben á la descomposicion del agua, y á la inflamacion del gas hidrógeno por efecto de la alta temperatura desarrollada por la reaccion del metal. La potasa ó el óxido de potasio formado, se disuelve en el agua, la que posee entonces la propiedad de enverdecer el jarabe de violetas.

El metal de la sosa, el de la cal, y algunos otros disfrutan igualmente de la misma propiedad, pero su accion sobre el agua, no siendo acompañada de un desprendimiento tan excesivo de calor, como el producido por el potasio, el gas hidrógeno que se desprende no es inflamado.

Sin embargo, vamos á demostrar que es el gas hidrógeno el que está puesto en libertad por estos metales, en contacto con el agua, repitiendo el experimento anterior en una campana llena de mercurio, en la que introducimos succesivamente un poco de agua destilada y un pedacito de sodio, envuelto en papel de estraza, para que no roce con el mercurio que le disolveria. El gas que se reune á lo alto de la campana se inflama con la aproximacion de una vela encendida, y arde con una llama muy pálida sin dejar residuo.

Atendidos los tres caractéres que se acaban de manifestar, se ve indican una sola y misma cosa, esto es la tendencia relativa de los diferentes metales por el oxígeno, que Mr. Thenard los ha agrupado en seis secciones. *(Véase la adjunta tabla.)*

En esta clasificacion, los metales mas oxigenables componen las primeras secciones, y están colocados á continuacion los unos de los otros en cada seccion particular, segun su mayor tendencia por el oxígeno. Así el potasio que

entre todos es el que presenta tener la mayor afinidad con este gas, es el primero en la primera seccion, al paso que el hiridio que parece tener la menor afinidad con el oxígeno es el último de la última seccion. Estas relaciones bien coordinadas como lo están, son muy á propósito para preveer desde luego los fenómenos de combinacion y de descomposicion, que los metales pueden presentar, acerca de sus compuestos respectivos. Esta clasificacion tiene aun otra ventaja, y es que en casi todas las circunstancias, los diferentes metales de una seccion obran igualmente con los diferentes agentes que se pueden poner en accion con ellos, y en otros términos tienen á corta diferencia las mismas propiedades químicas, de suerte que la historia del uno ayuda singularmente á comprender la historia de los que le siguen en la misma seccion.

Con estos métodos filosóficos, la ciencia se perfecciona, se facilita y hace agradable su estudio.

Demos una ojeada rápida sobre el conjunto de propiedades generales y comunes á todos los metales. Una gran parte de ellas pueden tambien figurarse en una tabla. Todos los metales son sólidos á la temperatura ordinaria, menos el mercurio, que es líquido y que no se solidifica sino á 39 ó 40° bajo cero.

Todos tienen la propiedad de reflejar grande cantidad de luz, despidiendo de su superficie natural ó artificialmente pulimentada tan grande masa de luz en una misma direccion, que da á la vista con tanta intensidad ó vivacidad que se le llama *lustre* ó *brillo metálico*. Este brillo, que al parecer depende de la homogeneidad de su tejido, de su opacidad, y grande peso, hace que se emplee para la construccion de los espejos parabólicos. No obstante no todos poseen este brillo á un mismo grado. Los mas resplandecientes son el platino, la plata, el mercurio, el oro, el cobre, el antimonio, el bismuto, el estaño y el plomo, siguiendo este órden por su mayor facultad en reflejar.

Son los cuerpos mas opácos que se conocen, es decir que no dan paso á la luz al través de su masa. Pero esta

opacidad depende mas bien de su espesor que de la naturaleza de las substancias, porque todos los cuerpos reducidos á láminas muy delgadas dan paso á una porcion de luz que reciben; asi como Newton observó el primero, que una hoja de oro batido reducido á cerca de una milésima de un milimetro de espesor pegada sobre un vidrio, deja ver una luz verdosa muy sensible cuando se le pone entre el ojo y la luz del sol ó de una vela.

Su densidad es mucho mas considerable que la de los demas cuerpos sólidos, todos á excepcion del potasio y sodio, tienen una densidad muy superior á la del agua. Sin embargo de ser muy varia en cada uno de ellos, son quizá los únicos cuerpos en que la densidad se halla modificada por los medios mecánicos; asi es que martillandolos y laminandolos se reunen ó condensan sus moléculas de un modo permanente.

Los metales tienen un grado de dureza muy diferente, pues al paso que algunos como el manganeso rayan el acero templado, otros son muy blandos y quedan rayados con la uña como el plomo y el potasio. Su dureza puede aumentarse por el arte á un sumo grado. El hierro se vuelve el mas duro de todos, combinandole con una pequeña cantidad de carbon, que le convierte en *acero*. El cobre aumenta mucho su dureza laeandolo con el estaño, para obtener el metal de los *cañones* llamado *bronce*, finalmente el oro y la plata que sirven para la fabricacion de monedas, no pueden trabajarse hasta que estén aleados con una pequeña cantidad de cobre.

Aumentando la dureza de ciertos metales por su aleacion con otros cuerpos, al mismo tiempo se aumenta su elasticidad y sonido. Asi el cobre y el estaño aislados son muy poco sonoros, y elásticos; aleados en ciertas proporciones, forman una *aleacion* que se utiliza para la fabricacion de campanas, de platillos, y otros instrumetos sonoros.

Es tambien una propiedad particular de los metales poder ser batidos, alargados, doblados y estendidos en diferentes direcciones sin romperse. Se llaman *ductibles*, los

que pueden estirarse en hilos; *maleables*, los que se dejan adelgazar con los martillos ó cilindros del laminador. Algunos se rompen y se reducen á polvo, á los golpes del martillo, á estos se les llama *metales frágiles* ó *quebradizos*, como el antimonio, arsénico, bismuto, etc.

Las artes han sacado mucha ventaja de la *ductilidad*, y *maleabilidad* de ciertos metales, y han aumentado mucho las aplicaciones que pueden hacerse de estos cuerpos reducidos á planchas, láminas, ó hilos mas ó menos delgados y sueltos. Todos no presentan estas dos propiedades ó grados iguales. La esperiencia demuestra que los que pasan por el laminador, no son siempre los mismos que pasan mejor por la hilera. Asi por ejemplo el hierro que no puede ser reducido en láminas muy delgadas, se deja estirar en hilos muy finos; el plomo y el estaño que se aplastan en hojas, no pueden trasformarse en hilos delgados y sueltos, etc. El oro y la plata son los únicos que á un mismo tiempo son maleables y ductibles. Poseen estas propiedades á un tan alto grado, que la imaginacion apenas puede concebir la ligereza de las hojas y la finura de los hilos que pueden obtenerse con ellos.

El *laminador* ó el instrumento con el cual se convierten los metales en láminas, se compone de dos cilindros de acero ó de hierro colado, cuya superficie llana y pulimentada es muy dura, y están colocados horizontalmente á una distancia fija el uno del otro, uniendose en sentido opuesto. El metal que se quiere laminar y que debe estar reducido á plancha, está adelgazado en uno de sus extremos, en seguida se le encaja entre los dos cilindros á los que sigue en su movimiento. Disminuyendo la distancia que separa los cilindros cada vez que se pasa por ellos, se disminuye sucesivamente el grosor de la lámina. Por este medio se obtienen hojas de zinc y de plomo, de tan interesante y conocida utilidad, y se preparan las planchas de hierro laminado y de cobre que se emplean para forrar las embarcaciones.

La *hilera* es una plancha rectangular de acero fundido, y

muy duro, trepada de una série de agujeros redondos ó cuadrados en progresion de creciente, y colocada verticalmente con mucha solidez. Las barras adelgazadas en una de sus extremidades, se introducen en los agujeros de la plancha, y un tornillo fuertemente cerrado y tirado por medio de una fuerza mecánica, hace seguir cada barra. La hilera ofreciendo aun mayor resistencia que el cuerpo metálico, este se estiende en su longitud, se adelgaza y se reduce en hilos tanto mas delgados cuanto mas pequeño es el agujero de la hilera. Por este método se fabrican las cuerdas de laton y de acero para los fuerte-pianos, el hilo de hierro para los enrejados, el hilo de laton para las telas metálicas, y varandillas de chimenea, los hilos de plata y de oro para las charreteras, galones brocados, etc.

A fin de evitar que los metales no se tuerzan ó se abran durante su paso por el laminador ó la hilera, se tiene cuidado de recocerlos, esto es calentarlos á un calor rojo y dejarlos enfriar lentamente. El calor disminuye su fuerza de coesion, separa sus moléculas y facilita á estas resvalar mas fácilmente las unas sobre las otras.

La *tenacidad* de los metales, ó la resistencia que sus moléculas oponen á su ruptura ó separacion, está en relacion con su ductilidad. Esta se mide por medio de un peso suspendido á uno de los estremos del hilo metálico de un diámetro determinado, cuyo peso se aumenta hasta que el hilo se rompe. Los metales presentan grandes diferencias en su tenacidad. El hierro es el mas, y el plomo el menos tenaz de todos los metales.

El cobre, el hierro, el plomo, el estaño, y el arsénico son á poca diferencia los únicos metales que tienen olor y sabor; y esto se demuestra principalmente por medio del roce ó choque de un eslabon, y como son muy oxidables al contacto del aire húmedo, se puede sospechar que su olor y sabor lo deben á un principio de alteracion que adquieren.

Casi todos pueden cristalizar en figuras muy sencillas como el *cubo*, el *octaedro* y todas las modificaciones de es-

tos. El oro, la plata, y el cobre, se hallan de esta manera en sus minas. El arte ofrece el medio de tener los demas en este estado. Se llega á este resultado por medio de la volatilizacion y de la condensacion graduada de sus vapores, asi se verifica con el arsénico y el zinc. Pero en cuanto al bismuto, el antimonio y el plomo, se funden y se dejan enfriar lentamente, agujereando la costra superior, á fin de vaciar las partes interiores aun líquidas, y entonces se hallan pegadas á las paredes de los vasos hermosas cristalizaciones regulares.

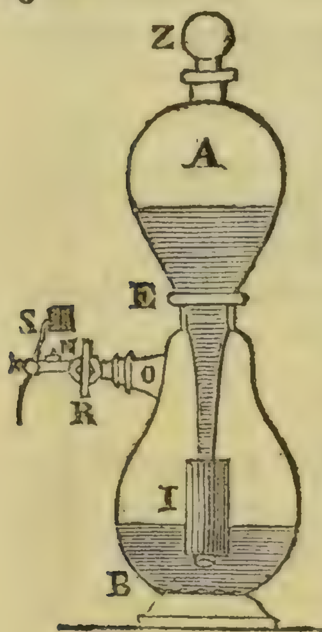
Tres metales solamente son atraídos por el iman: á saber, el hierro, el niquel, y el cobalto. El primero posee esta propiedad á un grado mucho mayor que los otros dos. Los *imanes naturales y artificiales*, no son otra cosa que el hierro naturalmente combinado con el oxígeno, ó artificialmente con el carbon.

La mayor parte de los metales poseen una propiedad muy curiosa, que por primera vez se ha manifestado en 1823, por Doebereine profesor de química en la universidad de Jena; y esta consiste en poder inflamar el gas hidrógeno y todos los demas gases inflamables al contacto del aire, combinandolos con el oxígeno, atmosférico. Lo que hay mas particular en este fenómeno es que los metales solo obran mecánicamente, porque no contraen ninguna union ni con los gases que están en su contacto, ni con los compuestos que se forman. Cuando se dirije una corriente de hidrógeno al aire libre á algunos granos de platino ó en masa esponjosa, el metal de repente se enrojece, inflama el gas, se forma agua sin que el platino cambie de aspecto ni aumente ó disminuya de peso.

La mayor parte de los demas metales, obran como el platino, pero siempre por medio de una temperatura comprendida entre 100° y 350°. Lo mismo sucede con el carbon, la piedra pómez, la porcelana, el vidrio. Estas diferentes substancias obran mejor, cuando afectan figuras mas angulosas. En estos casos no se enrojecen jamas, ni tampoco inflaman el gas como lo hacen los metales. Estos pier-

den de repente al contacto del aire esta propiedad, pero vuelven á cobrarla á un mayor grado calentandolos, en un crisol hasta el calor rojo, ó haciendolos enrojecer por medio de un corriente de hidrógeno inflamado.

Se ha sacado partido del descubrimiento de Doebereiner para construir una lámpara ó eslabon de gas hidrógeno tan sencillo como cómodo. Véase la descripcion de la adjunta figura.



A y *B* dos vasos de cristal, el superior entra en la abertura *E* de la inferior, y ajustan herméticamente, porque están trabajados con esmeril. El extremo cónico del vaso *A* que llega casi hasta el fondo del vaso *B*, está cubierto con un cilindro de zinc *I*. El vaso *B* tiene un pico de cobre *O* con una llave *R*, y un pequeño tubo cónico *N*, que sirve para la salida del gas hidrógeno: *S* es una pequeña cajita de cobre cerrada con una tela metálica que contiene la esponja de platino, colocada á una pequeña distancia del tubo cónico *N*, por una varita corredora en un pequeño tubo colocada á la estremidad de la llave. El vaso *A* presenta á su estremidad una abertura, que un tapon de cristal *Z*, le cierra imperfectamente: para poner este aparato en accion, se introduce en el vaso *B* hasta la mitad de su altura agua acidulada por el ácido sulfúrico (seis partes de agua y una de ácido concentrado) y se vuelve á colocar el vaso *A* sobre el inferior. Luego que el zinc está sumergido en el líquido, se desprende gas hidrógeno, el que no pudiendo escaparse comprime el agua y la obliga á subir al vaso *A* por la abertura de su estremidad cónica. Cuando la superficie del líquido inferior ha llegado debajo del zinc, no estando ya sumergido el metal, la accion cesa, esto es, no hay mas desprendimiento de gas. A proporcion que el agua se ha elevado al vaso superior, el aire que se hallaba en este

se ha salido por la tubulura Z. — Si en este estado se abre la llave R, el gas hidrógeno sale por el tubo cónico N y en forma de una corriente choca sobre la esponja de platino, la que se calienta, enrojece é inflama el gas. Al mismo tiempo el agua vuelve á bajar al vaso inferior, obrando de nuevo sobre el zinc, y volviendo á formar gaz hidrógeno, el que empuja de nuevo el liquido y le hace subir al vaso superior, y asi succesivamente. Por este medio se obtiene una fuente de hidrógeno, que no para hasta que el agua deja de ser ácida y el zinc se ha consumido. Renovandolos uno y otro el eslabon está corriente por largo tiempo. Desgraciadamente es preciso cambiar á menudo la esponja de platino, ó á lo menos calentarla hasta el rojo, porque pierde muy prontamente la facultad de inflamar el gas hidrógeno.

De algun tiempo á esta parte se venden eslabones de gas de una construccion diferente, de los que aqui trazamos, pero no presentan ninguna ventaja sobre estos, y al mismo tiempo son menos hermosos.

La causa de estos notables efectos que se acaban de manifestar, no está aun bien conocida. Unos lo atribuyen á una accion electro química, otros como MM. de la Rive y Marced, creen que la incandescencia ó la alta temperatura que adquieren los metales en estos experimentos, es debida al calor que abandonan los elementos gaseosos cuando su volúmen está reducido por la combinacion, como por ejemplo sucede en la combinacion del hidrógeno y del oxígeno, cuando forman el agua. Insiguiendo la doctrina de los mismos químicos, el estado de tenuidad ó de porosidad mayor ó menor en que se hallan los metales, influye en gran manera sobre la facilidad con que pueden obrar la combinacion de los gases á ciertas temperaturas. Cuanto mayor es su porosidad tanto mejor obran; por esta razon en la construccion de los eslabones de Daebereiner, se emplea la platina en masa esponjosa, ó como vulgarmente se llama esponja de platino.

Los metales pueden unirse con los metaloides. Los compuestos binarios, que de ellos resultan, son muy numerosos. Los químicos han llegado á distinguirlos unos de los otros

CLASIFICACION DE LOS METALES,

SEGUN LOS PRINCIPIOS DE M. THENARD.

Iª SECCION. — METALES que absorven el oxígeno aun á la temperatura la mas elevada, y que descomponen el agua á la temperatura ordinaria.	IIª SECCION. — METALES que absorven el oxígeno aun á la temperatura mas elevada, pero que no descomponen el agua sino á la temperatura de 100° arriba, pero sin llegar al calor rojo.	IIIª SECCION. — METALES que absorven el oxígeno aun á la temperatura mas elevada, pero que solo descomponen el agua al calor rojo.	IVª SECCION. — METALES que absorven el oxígeno aun á la temperatura la mas elevada pero que no descomponen el agua ni en frio ni en caliente. 1.ª SUBSECCION. — METALES oxidables y acidificables á la vez.	IVª SECCION. 2.ª SUBSECCION. — METALES solo oxidables.	Vª SECCION. — METALES que solo absorven el oxígeno á cierta temperatura, y que no descomponen el agua. Sus óxidos pierden su oxígeno, ó se reducen precisamente á una temperatura elevada.	VIª SECCION. — METALES que no pueden absorver el oxígeno ni descomponer el agua á ninguna temperatura y sus óxidos se reducen precisamente á un grado de calor inferior al rojo.
POTASIO.	MAGNESIO.	MANGANESO.	ARSENICO.	URANO.	MERCURIO.	PLATA.
SODIO.	GLUCINIO.	ZINC.	MOLIBDENO.	CERIO.	OSMIO.	PALADDIO.
LITHIO.	ITRIO.	HIERRO.	CROMO.	BISMUTO.		RODIO.
BARIO.	ALUMINIO.	ESTAÑO.	VANADIO.	COBRE.		PLATINO.
ESTRONCIO.	THORIO.	COBALTO.	TUGNSTENO.	PLOMO.		ORO.
CALCIO.		NIQUEL.	COLOMBIO.			IRIDIO.
		CADMIO.	ANTIMONIO.			
			TITANO.			
			TELURO.			

mediante un sistema de nomenclatura el mas sencillo. Dan la terminacion en uro al nombre del metaloide combinado con el metal. Así para distinguir el compuesto formado por la union del fósforo y el cobre, dicen *fosfuro de cobre*. Para el compuesto de cloro y de mercurio, *cloruro de mercurio*.

Segun esto,

los compuestos	de azoe con un metal se llaman	AZOTUROS.
	de boro.	BORUROS.
	de bromo.	BROMUROS.
	de carbono.	CARBUROS.
	de cloro.	CLORUROS.
	de fluor.	FLUOROS.
	de hidrógeno.	HIDRUROS.
	de yodo.	YODUROS.
	de fósforo.	FOSFUROS.
	de selenio.	SELENIUROS.
	de silicio.	SILICUROS.
	de azúfre.	SÚLFUROS.
	de circonio.	GIRCONIUROS.

Pero los metaloides no manifiestan la misma tendencia para cada uno de los metales; así el fósforo, el azúfre, el selenio, el cloro, el bromo y el yodo pueden unirse casi con todos directamente, formando compuestos en proporciones fijas y constantes, al paso que el hidrógeno, el carbono, el azoe y los demas, solo se combinan con muy corto número de metales, nunca de un modo directo y muchas veces sin seguir proporciones determinadas.

A menudo el mismo metaloide puede unirse con un metal en muchas proporciones fijas. En este caso se denominan los diferentes compuestos, del mismo modo que los diferentes óxidos de un mismo cuerpo simple. Se añade pues á las palabras súlfuros, cloruros, etc., los nombres minerales, *proto*, *deuto*, *trito*, *per*, por ejemplo *protosúlfuro*, *deutosúlfuro*, *tritosúlfuro ó persúlfuro de antimonio*, *protocloruro*, *deutocloruro ó percloruro de mercurio*, etc.

Los metales combinandose entre sí, forman una nueva clase de compuestos que llevan por nombre genérico de *aleaciones*. Cada aleacion se distingue en particular por el

nombre de los metales que encierra. Ejemplos: *aleacion de estaño y de plomo, aleacion de oro y plata, etc.* Solo cuando el mercurio hace parte de las aleaciones se usará el nombre de amalgama, y no el de aleacion. Así dirémos *amalgama de estaño, amalgama de bismuto,* y no *aleacion de mercurio y de estaño, etc.*

La combinacion de los metales entre sí, raramente se verifica en proporciones constantes y determinadas. Casi solo las aleaciones de arsénico son las que ofrecen esta particularidad, y asi se llaman arseniuros para distinguirlas de las demas.

No volverémos á tratar aquí de la accion del oxígeno ó del aire, ni de la del agua con los metales, por haber hablado ya sobre el particular en la clasificacion de estos elementos. Nos limitarémos á sentar este principio, que no admite ninguna excepcion, y es que un metal no se disuelve en el agua hasta que se halla en estado de óxido.

Leccion décima quinta.

CONTINUACION DE LOS METALES.

SUMARIO.

Accion de los ácidos, y particularmente del ácido nítrico sobre los metales.—Aplicaciones. — Del grabado sobre el cobre. — Del agua régia y de sus aplicaciones. — De los óxidos metálicos. — De los alcalís y tierras de la quimica antigua. — Propiedades generales de los óxidos metálicos. — Preparacion del gas oxígeno. — De los hidratos. — De las sales. — Reglas de nomenclatura acerca estos compuestos. — Nociones sobre la antigua y nueva nomenclatura.

Para terminar lo expuesto hasta aquí acerca de las propiedades generales de los metales, nos falta describir la

accion de los ácidos sobre aquellos. Esta cuestion es tanto mas interesante cuanto son muchísimas las aplicaciones que pueden hacerse. Debemos distinguir aqui la accion de los oxácidos, diferente de la de los hidrácidos.

Los oxácidos obran sobre los metales en razon del oxígeno que contienen, cediendolo á estos en todo ó en parte, y los óxidos formados uniendose casi siempre con una parte del ácido existente, resultan una nueva clase de compuestos que se les conoce con el nombre genérico de sales.

Pero los metales de las seis secciones no descomponen indiferentemente todos los oxácidos. Hay muchos de estos últimos que solo son atacados por los metales mas oxidables, esto es, por los de las primeras secciones, tales son, por ejemplo, los ácidos carbónico, fosfórico, sulfuroso, etc. Al contrario, los ácidos sulfúrico, nítrico, hipo--nítrico, clórico, etc., atacan casi todos los metales.

La accion del ácido nítrico sobre algunos metales, como por ejemplo el potasio, el sodio, el zinc, el hierro, y el estaño, es tan fuerte y rápida, aun en la temperatura ordinaria, que muchas veces causan explosion, mayormente cuando se emplea una cantidad mayor de ácido en redomas de pequeña abertura, pues que esta es un obstáculo para el desprendimiento de los gases. La temperatura del líquido se eleva considerablemente, y el potasio se vuelve incandescente. El ácido cediendo en todos casos su oxígeno en todo ó en parte al metal, es evidente que los gases que resultan de esta reaccion deben ser azoe, protóxido de azoe, ó deutóxido de azoe. Como este último es el que mas generalmente se forma, regularmente la disolucion de los metales en el ácido nítrico, va acompañada de vapores nitrosos ó rutilantes. No debemos olvidar que el deutóxido de azoe al contacto del aire, se convierte de repente en ácido hipo-nítrico.

El ácido nítrico tiene accion ó ataca á todos los metales, menos diez que son los siguientes

el cromo,	el colombio,	el cerio,	el rodio,
el platino,	el tungsteno,	el títano,	el osmio.
el oro,	el iridio,		

Los disuelve todos convirtiendolos en sales, menos el estaño y el antimonio, que pasan al estado de óxidos insolubles en el ácido, y ordinariamente se emplea cuando se quiere obtener una disolucion metálica. Así en las fábricas de pintados de indianas, se disuelve el cobre, el hierro, el plomo, el zinc en el ácido nítrico cuando se quieren obtener estas disoluciones, que se inspisan mezclandolas con otros ingredientes de los *colores*, ó de las *reservas*. Tambien las fábricas de productos químicos ó en los laboratorios de los farmaceuticos, se disuelve en el mismo ácido, el bismuto, el mercurio y la plata, para preparar en seguida los productos que llevan los nombres vulgares de *blanco de afeite*, de *precipitado rojo*, y de *piedra infernal*.

El *grabado con el agua fuerte*, es aun un arte, que consiste en la propiedad que posee el ácido nítrico de disolver los metales. Se extiende una capa superficial de barniz de cera á la superficie de una plancha de cobre perfectamente llana, bien pulimentada, y exactamente limpia. Se coloca sobre esta plancha el dibujo obtenido por medio de un papel embarnizado, con una punta aguda se levanta el barníz sobre todas las líneas que están formadas en el dibujo. Por este medio se descubre la superficie del cobre, y queda el dibujo formado exactamente sobre la plancha en líneas doradas. Se deja permanecer entonces el *agua fuerte*, esto es el ácido nítrico á 26° debilitado con un volúmen igual al suyo de agua sobre la plancha de metal asi preparada, y arreglados todos sus bordes con un reborde de cera que forme una especie de caja. El agua fuerte ataca el metal solamente en aquellas partes de su superficie, por las que ha pasado el buril, *muerde* poco á poco, esto es, disuelve una parte de metal, y forma profundidades sobre todas las lineas del dibujo, y el resto de la plancha está á cubierto de la accion del ácido por el barníz que le cubre. Cuando el agua fuerte ha profundizado lo bastante, se le vacia, se lava la plancha, se quita el reborde, se hace disolver el barníz por medio de la esencia de trementina y se limpia bien el cobre. Por este medio se obtiene

sobre el metal un dibujo profundizado, con el que facilmente se pueden multiplicar las láminas por medios de impresion.

Con el ácido sulfúrico, que ataca todos los metales, menos á doce, á saber, los diez sobre los cuales el ácido nitrico no tiene accion, y el urano y el paladio: la oxidacion de los metales se verifica unas veces con el oxígeno del agua, que se descompone, y otras con el oxígeno de una parte del ácido, que pasa á estado de ácido sulfuroso.

Los metales de las tres primeras secciones, como el potasio, el sodio, el magnesio, el zinc y el hierro que se disuelven en frio con el ácido sulfúrico, producen un desprendimiento de gas hidrógeno, lo que indica bien la descomposicion del agua que contiene este ácido.

Téngase presente lo que se ha dicho, hablando de la preparacion del gas hidrógeno, y se conocerán los fenómenos que se producen con los demas metales de las tres primeras secciones.

Todos los demas metales que solo tienen accion con este ácido á una temperatura entre 100° y 200°, solo desprenden gas ácido sulfuroso, y el metal oxidado combinandose con el resto del ácido sulfúrico, forma una sal que se llama *sulfato*. Atiendase á la preparacion del ácido sulfuroso con el mercurio, y se formará una idea exacta de la accion de los demas metales con el ácido sulfúrico, y por lo tanto estos pueden substituirse indiferentemente al mercurio para la extraccion del gas sulfuroso.

Los hidrácidos generalmente no tienen una accion tan enérgica como los oxácidos sobre los metales, solo disuelven los de las tres primeras secciones, esto es los mas oxidables. Abandonan su hidrógeno que se desprende en forma de gas, y su otro principio uniendose con los metales forma compuestos binarios llamados *sulfuros metálicos*, cuando se ha empleado el ácido hidro-sulfúrico, y *cloruros* cuando se ha empleado el ácido hidroclórico.

Se ha manifestado ya la accion del hidrógeno sulfurado en estado de gas, ó disuelto con los metales, los que generalmente se ennegrecen por su contacto.

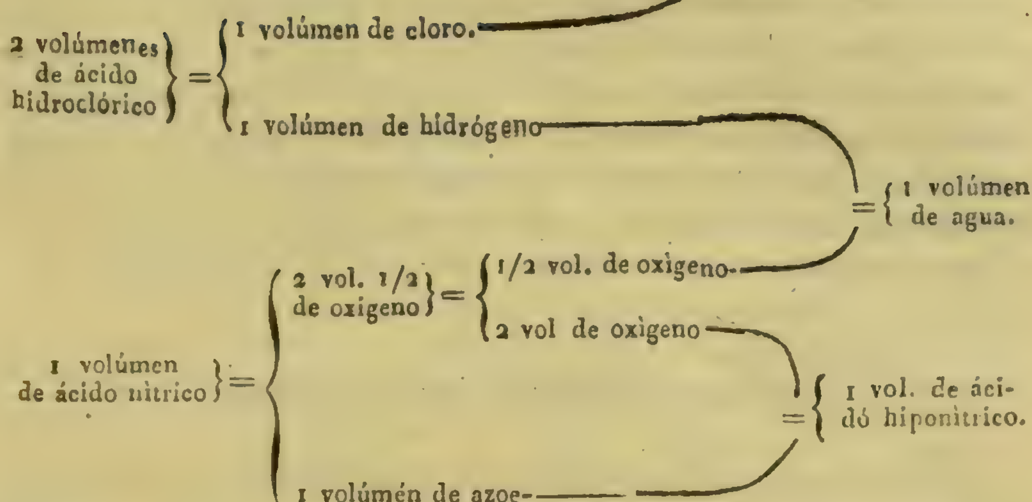
Veamos ahora la accion del ácido hidroclórico con el zinc, el hierro y el estaño. Se forma una viva efervescencia con desprendimiento de gas hidrógeno, cuyo volúmen será exactamente igual á la mitad del ácido hidroclórico empleado, y los metales desaparecen transformandose en cloruros de zinc, de hierro y de estaño solubles en el agua. Por este medio las fábricas obtienen el cloruro de estaño conocido en los talleres de tintura y de pintados, con el nombre de *sal de estaño.*

Hay metales que son inatacables por los oxácidos é hidrácidos. Para disólverlos, se ha recorrido á un líquido muy fuerte, conocido ya por los Alquimistas, que se llama agua régia, porque con él disolvian el oro, ó el Rey de los metales.

El agua régia se prepara mezclando una parte de ácido nitrico á 35° y 4 partes de ácido hidroclórico á 22°. Cuando está destinada para preparar las disoluciones de estaño para la tintura, las proporciones de estos dos ácidos varian hasta el infinito, segun los casos en que se aplica, y muchas veces segun el capricho del operario; por consiguiente en cada laboratorio se halla una receta diferente. Muchas veces en lugar del ácido hidroclórico se emplea la sal marina, ó la sal amoniaco, las que obran del mismo modo.

Mucho tiempo se ha considerado el agua régia, como una simple mezcla de los dos ácidos que sirven para prepararla, por cuya razon le han llamado *ácido nitrico muriático, ácido hidrocloro-nitrico.* En el dia sabemos que el agua régia se compone de agua, de cloro y de ácido hiponitrico, por la reaccion que tiene lugar entre los dos ácidos, al momento en que se mezclan.

El ácido hidroclórico por medio de su hidrógeno, roba al ácido nitrico bastante oxígeno, para dejarlo en el estado de ácido hiponítrico, formandose al mismo tiempo agua, y dejando el cloro al estado libre; por esta razon la mezcla de los dos ácidos toma inmediatamente un color amarillo, desprende con un suave calor mucho cloro y vapores rutilantes, véase en que proporciones los dos ácidos deben estar mezclados para que su reaccion sea completa.



El agua régia de los laboratorios, al momento de estar hecha, debe considerarse como una mezcla de cloro, de ácido hiponítrico, de ácido nítrico é hidroclórico diluidos con agua. Pero despues de mucho tiempo de obtenida, los ácidos hallandose del todo descompuestos, solo consta de ácido hiponítrico, de cloro y de agua.

Esta agua régia es notable por la energía con que ataca los cuerpos simples ó compuestos, con los que el cloro, el ácido hiponítrico y los ácidos nítrico é hidroclórico por sí solos no tienen accion alguna. Generalmente obra la temperatura ordinaria con grande desprendimiento de vapores nitrosos. El oro, el platino y el paladio que resisten á la accion de los demas ácidos, son inmediatamente disueltos por ella. En los demas casos obra como el cloro, y si su accion es mas rápida que la de este metaloide aislado, depende unicamente de que el cloro que se halla en ella, está muy condensado.

Es pues el agua régia por los químicos, uno de los disolventes mas preciosos, y en las fábricas de tintes y pintados, y en las manufacturas de porcelana, sirve á cada instante para hacer las composiciones de estaño y disoluciones de oro.

Tomando algunas hojas de este último metal, é introduciendolas en el ácido hidroclórico, se verá que este no las

puede disolver, ni tampoco las disolverá el ácido nítrico por sí solo; aunque en ambos casos se expongan á un calor prolongado, pero mezclando los dos líquidos, de repente las hojas de oro desaparecerán, porque se habrá formado el agua régia, esto es, se habrá presentado al metal el cloro al estado de gas naci ente, y en este estado el metaloide tiene la energía mucho mayor que en otra forma.

Los metales disolviendose en el agua régia se hallan convertidos en cloruros.

DE LOS ÓXIDOS METALICOS.

Muchas veces se ha hablado de los óxidos metálicos, y sabemos que son los compuestos que resultan de la union del oxígeno con los metales. Algunas veces estos compuestos tienen la propiedad de enrojecer la tintura de tornasol, y en este caso se les llama *ácidos metálicos;* pero el número de estos últimos es muy limitado, y como por otra parte tienen todas las propiedades de aquellos que no enrojecen la tintura de tornasol, no hay razon alguna para distinguirlos de estos.

El número de los óxidos metálicos es inmenso, porque todos los metales á lo menos pueden formar un óxido, y hay muchos que forman dos, y algunas veces mas.

Es de notar que cuando un metal puede á un mismo tiempo formar compuestos oxigenados ácidos y no ácidos, los primeros contienen siempre la mayor cantidad de oxígeno. Hemos visto ya presentarse el mismo fenómeno con los metaloides.

Cuando un metal forma con el oxígeno muchas combinaviones, media siempre una relacion sencilla é invariable entre las diferentes cantidades de oxígeno de cada óxido. Asi el oxígeno del protóxido de cobre, representado por uno, el deutóxido lo será por dos, y el del peróxido por cuatro. Esto es una nueva aplicacion de la ley general, que anteriormente se ha hecho conocer.

Muchos óxidos metálicos son conocidos desde la mas re-

mota antigüedad, pero la mayor parte se han descubierto cincuenta años hace. Los primeros observadores habian notado muy bien, que la mayor parte de los metales expuestos á la accion del fuego, pierden su brillo y se convierten en polvo de un aspecto térreo, cuyos colores y los demas caractéres varian segun el metal empleado, pero ignoraban del todo la causa de esta mudanza. Compararon esta operacion de *quemar los metales*, á aquella por la cual se convierte la piedra de cal en cal viva, y por esta razon la llamaron *calcinacion*, de la palabra latina *calx* que significa cal, y dieron al producto que resulta el nombre de *cal metálica ó de tierra metálica*. Juan Rey adivinó en 1730 que el aire en los metales calcinados era fijo; Bayen y Lavoisier en el año 1774 descubrieron la verdadera causa del cambio de las propiedades de estos cuerpos, esto es la fijacion del oxígeno del aire sobre ellos, y su conversion en óxidos metálicos.

Se ha indicado ya como se forma el nombre de los óxidos, solo añadirémos que en el uso ordinario se llama muchas veces de un modo general *alcalis* ú *óxidos alcalinos* á los óxidos de los metales de la primera seccion, y *tierras* ú *óxidos térreos* á los de los metales de la segunda. Es necesario manifestar el orígen de estos nombres de alcalís y de tierras, que en otro tiempo eran muy usados por los químicos.

La palabra *alcalí* ó *alkalí*, viene de los Arabes, que carecia entre estos de una significacion genérica, aunque muy específica, porque habian dado este nombre á una sal (carbonato de sosa) que sacaban de las cenizas de una planta que llamaban kali. La silaba *al* que es nuestro articulo demostrativo *el la*, era una calificacion de magnitud, de fuerza y de poder. Añadiendola á la palabra *kalí* los médicos Arabes quisieron espresar la superioridad de la sal que se obtiene de la planta sobre ella misma. Solo mucho tiempo despues, esta palabra *alkalí* recibió un valor mas extenso. Los químicos antiguos lo aplicaron solamente á tres substancias, á la *potasa*, ó *alcalí vegetal*, á la *sosa* ó *alcalí mineral* y al *amoniaco* ó *alcalí volátil*.

Esta clase de cuerpos era caracterizada por un sabor acre y orinoso, de una causticidad mayor ó menor, por la solubilidad en el agua, por la facultad de enverdecer el jarabe de violetas, y disolver ó alterar fuertemente las substancias animales. Fourcroy despues colocó en esta clase la *barita* y la *estronciana*, finalmente despues se le ha añadido la *cal* y la *litina*. De estos siete alcalís uno solo de ellos llamado amoniaco no pertenece á la clase de los óxido metálicos, pues como se ha dicho, es un *azoturo de hidrógeno.*

Los filósofos antiguos habian admitido la existencia de un elemento en la mayor parte de los compuestos sólidos, hallados siempre como residuo, despues que el arte habia agotado sus esfuerzos para llevar su descomposicion hasta el último término posible; y á este elemento le llamaron *tierra elementar* ó *tierra primitiva.*

Los Alquimistas hicieron las mas grandes investigaciones y emprendieron los mas asiduos trabajos para descubrir esta tierra primitiva, no porque les interesase el conocerla en sí misma, y de determinar sus propiedades, semejante motivo era de poca entidad para moverles, sino porque creian que en razon de ser el oro el mas puro de los metales, igualmente debia suceder que la tierra mas pura entrase en su composicion.

Han buscado por todas partes esta tierra elementar, que llamaban *virgen y pura*, trabajaron para obtenerla de la lluvia, del rocío del aire, y de las cenizas de los vejetales, de los animales y de muchos minerales; pero buscandola en los cuerpos compuestos de que hacia parte precisamente, era el medio de no hallarla jámas, porque verémos que cuando este elemento ha formado parte de un cuerpo compuesto, es como imposible separarlo enteramente de las substancias, con las que estaba unido, segun lo afirmó Macquer en el año de 1778.

La idea de una tierra elementar, ha reinado hasta la revolucion química del año 1789, algunos años despues Fourcroy dijo, que lo que se llamaba tierra, solo pertenecia á una de aquellas ideas vagas é indeterminadas, que la imaginacion

aun poco satisfecha de los resultados de la experiencia, se habia formado para explicar los resultados que aun faltaban á la ciencia. En el dia no se conoce tierra elementar, y en lugar de una, se han hallado á lo menos siete substancias térreas, que todas deberian ser tenidas como elementos, pues que cada una de ellas forma parte de la composicion de muchos cuerpos y del globo terraqueo.

Los caractéres genéricos de estas tierras, eran la sequedad, inalterabilidad al fuego, la infusibilidad, la insolubilidad en el agua y la poca accion con los ácidos. Se dividen en dos clases, á saber, en *tierras áridas* ó *tierras propiamente dichas* como la *silice*, la *circona*, la *alumina*, la *glusina* y la *itria*; y en *tierras alcalinas* como la *magnesia* y la *cal*. Todas estas substancias en el dia se conocen como óxidos metálicos á excepcion de las dos primeras. La *silice* es un ácido del *silicio* elemento metaloide, y la *circona* el óxido del metaloide llamado *circonïo*.

En el dia no hay ninguna substancia simple, que hablando con lenguaje exacto de la ciencia, se le dé esclusivamente el nombre de *tierra*. Lo que vulgarmente se llama tierra es la costra superficial del suelo en la que crecen y se desarrollan los vejetales.

La analísis ha demostrado, que la *tierra vejetal* ó la *tierra de la labranza*, es una simple mezcla de sílice, de alumina y de carbonato de cal en diferentes proporciones. Se hallan en ellas guijarros y arenas de diferentes naturalezas, y otras substancias accesorias muy diferentes, y entre estos, óxidos de hierro y de manganeso, sales calcáreas y magnesianas, despojos mas ó menos abundantes y mas ó menos descompuestos de substancias orgánicas, que forman un residuo obscuro ó negruzco que se llama *humus* ó *mantillo*.

La tierra debe su fertilidad á este mantillo. Este á cada momento está renovado por los abonos, y por la descomposicion de las plantas, lo que reemplaza la pérdida que sufre por las diferentes causas, y principalmente por el desarrollo de los vegetales que continuamente lo absorven. Asi pues la tierra se despoja poco á poco de sus principios

nutritivos, y solo queda despues un residuo terreo despojado de jugos nutritivos y del todo esteril. Asi es que en un mismo suelo despues de algunas cosechas succesivas, es preciso darle nuevos abonos para restablecer su fertilidad.

Despues de esta muy interesante digresion, vamos á continuar con los óxidos metálicos.

Para abreviar los nombres, de los compuestos, se ha conservado á los óxidos alcalinos y terreos los nombres univocos que tenian antes de establecerse la nomenclatura moderna. Asi en lugar de decir.

Protóxido de potasio.	Se dice.	POTASA.
de sodio.		SOSA.
de bario.		BARITA.
de stroncio.		ESTRONCIANA.
de calcio.		CAL.
Óxido de lithio.		LITHINA.
de aluminio.		ALUMINA.
de glucinio.		GLUCINA.
de itrio.		ITRIA.
de magnesio.		MAGNESIA.
de torio.		TORINA.

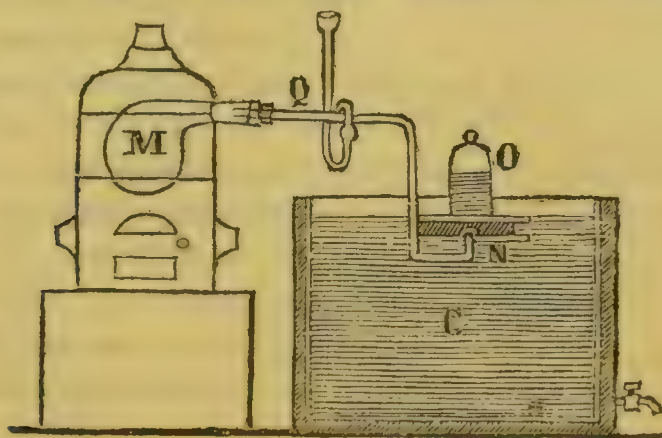
Los óxidos metálicos tienen algunas propiedades generales, que es muy interesante conocerlas antes de pasar al estudio de otra clase de compuestos.

Los de los metales pertenecientes á las cuatro primeras secciones, son irreductibles por el calor, esto es que no puede robarseles completamente el oxígeno, y reducirlos al estado metálico. Los de las dos últimas secciones al contrario son reductibles. Así el óxido rojo de mercurio y el óxido de plata calentados dentro una retorta, abandonan todo su oxígeno, y dejan por residuo el mercurio y la plata puros, pero entre los de las cuatro primeras secciones los hay que á cierto grado de calor pierden una parte de oxígeno, y quedan entonces á un menor grado de oxigenacion. Estos son precisamente los peróxidos: tenemos un ejemplo en el peróxido de manganeso, que por esta razon se emplea

en los laboratorios para obtener el gas oxígeno cuando es menester.

Esta operacion es muy sencilla, consiste en introducir este óxido en polvo fino en una retorta de tierra, colocada dentro un horno de reververo, y calentarla al calor rojo hasta que no desprenda mas gas. Para recojer este, se ajusta al cuello de la retorta un tubo de Welter encorvado en ángulo recto, que se sumerge por el estremo opuesto dentro una cuba de agua, sobre la cual se han colocado de antemano las campanas que han de recibir el oxígeno. Se deja perder las primeras porciones porque están mezcladas con el aire, y no se debe recojer el gas, hasta que vuelva á encender rapidamente y con brillo el pábilo de una vela que solamente presente algunos puntos en ignicion. De 1 quilógramo de peróxido de manganeso se extraen con facilidad 40 á 45 litros de gas oxígeno puro.

Véase el adjunto aparato que generalmente se usa.



M retorta que contiene el peróxido de manganeso. *Q* tubo de seguridad que conduce el gas. *N* plancha agugereada que sostiene la campana *O*. *G* cuba llena de agua.

Con esta calcinacion el peróxido de manganeso solo sufre una desoxigenacion parcial, y una parte abandonando su oxígeno se halla reducida al estado de protóxido. Este se une intimamente con el peróxido restante, é impide su descomposicion por la accion de un fuego mas fuerte. A este compuesto, en forma de un polvo obscuro rojizo que

queda dentro la retorta, se le llama vulgarmente óxido rojo de manganeso.

Solo hay un corto número de óxidos solubles en el agua, y estos son los de los metales de la primera seccion, é igualmente los únicos que tienen sabor, y la propiedad de enverdecer el jarabe de violetas ó de restablecer el color azul al tornasol enrojecido por los ácidos. Las disoluciones de estos óxidos alcalinos se llaman ordinariamente *aguas de potasa, dè sosa, de cal, etc.*

La mayor parte de los óxidos metálicos pueden unirse con el agua en proporciones fijas. Los compuestos que resultan, los químicos los llaman hidratos.

Siempre que se separa un óxido de sus disoluciones, y que se deposita en el interior el agua, retiene siempre en combinacion cierta cantidad de ella, y entonces se halla al estado de hidrato. Cuando en una disolucion de óxido de cobre se le echa agua de potasa, se precipita el óxido de cobre, pero este óxido en lugar de ser obscuro y pulverulento, como en su estado habitual, es azul y en forma de copos gelatinosos; y entonces tiene el verdadero estado de hidrato de óxido de cobre.

La mayor parte de los óxidos retienen el agua tan debilmente, que la pierden con solo su desecacion al aire. Sin embargo, hay muchos hidratos que sôlo se les puede descomponer con el ausilio de un calor muy elevado. Hay dos que son del todo indescomponibles, tales son los hidratos de potasa y de sosa, que se conocen con los nombres de potasa y de sosa cáusticos.

Los ácidos en su contacto con los óxidos metálicos, producen fenómenos interesantes que deben expresarse. Examinemos separadamente la accion de los oxácidos y la de los hidracidos.

En muchísimos casos los oxácidos se unen intimamente con los óxidos metálicos y en proporciones constantes, formando con ellos los numerosos compuestos, á los que se da el nombre genérico de sales.

Pero algunas veces robandoles en todo ó en parte su

oxígeno, quedan ó en el estado metálico, ó en un estado menor de oxidacion.

Los ácidos no saturados de oxígeno, como los ácidos fosforoso, sulfuroso, hiponítrico, etc., en contacto con el peróxido de manganeso, se convierten en ácidos fosfórico, sulfúrico, nítrico, cambiando el primero en protóxido de manganeso.

El ácido fosforoso, calcinado ligeramente con el óxido rojo de mercurio, le reduce á mercurio líquido, y se convierte en ácido fosfórico. Se ve bien con estos ejemplos que los ácidos se oxigenan mas á expensas de los óxidos sobre los cuales ejercen su accion.

Los peróxidos tienen poca afinidad con los ácidos, y propenden á perder una parte de su oxígeno para volver á pasar al estado de protóxidos que se combinan perfectamente con los segundos. Por esta razon los ácidos fosfórico, sulfúrico y nítrico, calentados con estos peróxidos desprenden gas oxígeno.

Tenemos un ejemplo de esta descomposicion en la accion del ácido sulfúrico sobre el peróxido de manganeso. Haciendo calentar en un matráz partes iguales de estas dos substancias, se obtiene tal como Scheéle lo ha reconocido el primero, una cantidad abundante de gas oxígeno, y queda en el matráz un compuesto de ácido sulfúrico y de protóxido de manganeso. Este método para la extraccion del gas oxígeno es mas cómodo que el anteriormente indicado, y da mas gas.

Los hidrácidos no pueden en ningun caso unirse con los óxidos metálicos. Los descomponen siempre, destruyendose á sí mismos, de modo que resulta agua y unos compuestos binarios metálicos solubles ó insolubles. Esto proviene de que el hidrógeno de estos ácidos roba el oxígeno á los óxidos, resultando de esta formacion agua al paso que los metaloides y los metales que quedan libres se combinan. De este modo obran los ácidos hidro sulfúrico é hidroclórico sobre los protóxidos, siendo tal la composicion de unos y de otros, que por el cambio de sus elementos puede resultar agua y sulfuros ó cloruros metálicos.

Potasa. . . . = potasio. . . + hidrógeno.
Ácido hidroclórico = cloro. . . . + oxìgeno.

Cloruro de potasio + agua.

Cuando los hidrácidos están en contacto de los peróxidos, la reaccion es la misma, solo queda una porcion de metaloide en estado de libertad, que se desprende cuando es gaseoso. Anteriormente hemos visto que echando ácido hidroclórico sobre el peróxido de manganeso, hay formacion de agua cloruro de manganeso y desprendimiento de cloro. Lo mismo sucederá con los demas peróxidos.

Con estos conocimientos podemos ahora ocuparnos de las sales.

DE LAS SALES.

La palabra SAL, primeramente empleada para espresar la substancia conocida bajo este nombre vulgar, *la sal marina* ó *la sal de cocina*, fue posteriormente mal aplicada como denominacion genérica á toda substancia sabrosa, soluble en el agua y suceptible de cristalizar, de modo que se confundió en una misma clase cuerpos muy diferentes, como los alcalís, los ácidos, y las substancias orgánicas, etc.

Actualmente el nombre de *sal* segun Lavoisier está exclusivamente reservado á los compuestos, que resultan de la union de un ácido, y de una *base* salificable cualquiera, entendiendose por base un óxido metálico, ó un cuerpo alcalino, como el amoniaco.

Estos compuestos tienen nombres que indican al mismo tiempo la naturaleza del ácido que contienen, lo que determina el género de las sales, y la naturaleza del óxido que determina la especie. Véase como se forman estos nombres.

El nombre de los ácidos terminados en *ico,* recibe la terminacion en *ate,* y el de los ácidos terminados en *oso* la terminacion en *ite.* A estos nombres así modificados, se les añade el nombre del óxido que forma parte de la sal.

Atendido esto para designar la sal resultante de la union del ácido sulfúrico ó sulfuroso con la potasa, dirémos.

Sulfate ó Sulfito } de potasa.

Ahora sabrémos lo que significan las espresiones de

Nitrato de sosa.	Fosfato de cal.
Carbonato de deutóxido de cobre.	Fosfito de protóxido de plomo.

El género de la sal está indicado por el nombre del ácido terminado en ate ó en ite; la especie es distinguida por el nombre de la base.

Cuando se pronuncia la palabra *sulfato*, desde luego se conoce que se habla de la combinacion del ácido sulfúrico con un óxido cualquiera, y cuando se añade *protóxido* de *hierro* se completa la idea dando á conocer la especie del sulfato que se quiere designar. No puede darse pues una denominacion mas clara y precisa.

Un mismo ácido puede unirse en proporciones diferentes con la misma base, y formar un cierto número de sales diferentes, que se distinguen las unas de las otras por la diferencia de propiedades que presentan. Se dividen en *sales ácidas*, en *sales basicas*, y en *sales neutras*.

Las primeras son las que enrojecen el tornasol, y tienen un sabor ágrio, caractéres debidos á un esceso de ácido. Las segundas son aquellas en que la base domina, lo que les comunica la facultad de enverdecer el jarabe de violetas, y de restablecer el color azul á la tintura de tornasol enrojecida por un ácido. Finalmente las *sales neutras*, no tienen accion alguna sobre los colores, y no son absolutamente nada ácidas ni alcalinas; el ácido y el óxido que las componen se *neutralizan* exactamente, lo que quiere decir que estan mutuamente equilibrados, de tal suerte que sus propiedades individuales han desaparecido del todo.

Se llaman *sales dobles* los compuestos de dos sales, en las cuales el ácido y la base se hallan en el mismo punto de saturacion, que en las sales neutras simples, y se obtienen

mezclando las soluciones de las dos sales, de las que son formados. El *alumbre* es una sal doble, porque está compuesto de sulfato de potasa y de sulfato de alumina.

Se ve pues que con un corto número de expresiones lacónicas y fáciles de retener, los químicos han llegado á distinguir facilmente centenares de especies de sales, las que hubiera sido dificil encomendar á la memoria mas feliz si hubiese llevado nombres insignificantes.

El lenguage químico adoptado en todas las escuelas, es una obra del todo moderna, pues que se formó en el año 1787. Hasta mediados del siglo XVIII la química cultivada por un corto número de aficionados entusiastas, no existia todavia como ciencia, porque no puede darse razonablemente este nombre á algunos hechos aislados, á un conjunto de recetas y de operaciones mas ó menos complicadas, cuyo conocimiento no pasaba aun del círculo de los laboratorios. Los nombres empleados entonces para designar los compuestos conocidos, eran hijos del mas ciego capricho, entre estos habia muy pocos que tuviesen una significacion apropiada á la naturaleza de los cuerpos, que debian dar á conocer.

Asi es que habia los ACEITES de *tártaro por deliquio*, de *vitriolo*, MANTECAS de *antimonio*, de *estaño*, de *arsénico*, flores de *zinc*; de *antimonio*, de *benjuí*, sin que todas estas substancias fuesen aceites, mantecas, ni flores.

Toda substancia fuera cual fuese que despidiese luz en la obscuridad, desde luego le llamaban fósforo; de ahí llamaron *fósforo de Bolonia* al sulfato de barita, *fósforo Beaudoin* al nitrato de cal, *fósforo de Homberg* al cloruro de calcio.

La sal que designamos con la espresion bien clara de *sulfato de potasa*, se llamaba anteriormente *sal de duobus*, *sal policreste* de Glauber, y *arcano duplicado*.

El compuesto binario que en el dia llamamos protocloruro de mercurio, y que con esta corta denominacion damos á conocer su verdadera naturaleza, llevaba antiguamente los nombres de *sublimado dulce*, de *mercurio dul-*

ce, de *áquila alba*, de *áquila mitigata*, de *maná de los metales*, de *dragon dulce*, de *panacea mercurial*, de *calomelano*, de *precipitado blanco*, *etc. etc.*

Júzguese por la singularidad é impropiedad de esta diversidad de nombres, el lenguage antiguo de los químicos, y las dificultades que esperimentaban los discípulos y los maestros para retener una sinónima tan multiplicada como obscura. La nomenclatura actual, tipo de claridad, solo se apoya sobre un corto número de reglas. Está fundada sobre el principio, que la espresion del nombre del cuerpo debe dar á conocer su naturaleza química, recordando no solamente los elementos que le constituyen, sino tambien las respectivas proporciones de cada uno de ellos.

La adopcion de esta nomenclatura ha proporcionado á la química despues de medio siglo, inmensos progresos. Facilmente se conoce que un lenguage analítico tan exacto y conciso, que no admite arbitrariedad alguna, y que no solo se adapta á hechos conocidos, sino tambien á descubrimientos venideros, ha debido contribuir principalmente á multiplicar los esfuerzos de los investigadores, y á diseminar el gusto de la ciencia en todas las clases de la sociedad.

La idea se debe á Guyton de Morveau, nacido en Dijon en 1727, quien de profesor de derecho pasó por gusto á ser profesor de química. Tuvo tanto trabajo un dia para darse á entender á su preparador, y enviarle por ciertos compuestos, que determinó crear expresiones que indicasen de un modo preciso la naturaleza de los cuerpos, y simplificar tambien el lenguage de la química. Esto pasó en el año de 1782. Llamado poco tiempo despues á Paris por Lavoisier, presentó su proyecto de nueva nomenclatura á la Academia de ciencias, la que nombró á Lavoisier, Berthollet y Fourcroy para examinarla. De la reunion de estos cuatro ilustres químicos nació esta nomenclatura metódica que fué publicada en 1787, y luego despues adoptada por aclamacion por los químicos de todos los paises.

Despues ha sido modificada en muchos puntos importan-

tes; sábios contemporáneos la han variado notablemente, pero el principio filosófico que ha precedido en sus formaciones es, y será siempre el mismo, sean cuales fueren las revoluciones que experimente la ciencia en lo sucesivo.

Leccion decima sexta.

CONTINUACION DE LOS METALES.

SUMARIO.

Generalidades sobre las sales. — Leyes de composicion. — De la cristalizacion. — Del agua de cristalizacion y de su interposicion en las sales. — Fenómenos que dependen de la presencia del agua en estos compuestos. — De las mezclas frigorìficas. — De las precipitaciones y vegetaciones metálicas. — De la descomposicion de las sales por los ácidos y por las bases. — De la accion de las sales las unas sobre las otras. — Modo de existir los metales en la naturaleza. — Ideas generales sobre la estructura de la superficie mineral del globo. — Explotacion de las minas. — Extraccion de los metales de sus minerales. — Principales operaciones de la METALURGIA.

Las sales ofrecen en su composicion leyes tan sencillas, como las que rigen en los compuestos binarios que hemos descrito.

En efecto, la analisis ha demostrado que en todas las sales de un mismo género, media siempre una relacion sencilla y constante entre el oxígeno de la base y el oxígeno del ácido. Por una consecuencia natural hay igualmente una relacion sencilla y constante entre la cantidad de oxígeno de la base, y la cantidad del ácido de la misma sal.

Así en los *sulfatos neutros*, la cantidad de oxígeno del

óxido es á la cantidad de oxígeno del ácido : : 1 : 3, en efecto, un sulfato se compone de :

Ácido sulfúrico.	100. . . .	conteniendo 59,87 ó 60 de oxígeno.
Base. . . .	una cantidad.	conteniendo 20 de oxìgeno.

EJEMPLOS.

Sulfato de plomo=	Acido sulfúrico. . .	100	conteniendo 59,87 de oxigeno.
	Protóxido de plomo.	279	conteniendo 20 de idem.
Sulfato de sosa...=	Acido sulfúrico. . .	100	conteniendo 59,87 de idem.
	Sosa.	78,467	conteniendo 20 de idem.

Segun esto resulta que el mismo ácido exíge por su neutralizacion una cantidad de cada base conteniendo la misma proporcion de oxígeno, lo que se espresa diciendo, que cada ácido tiene para todas las bases la *misma capacidad de saturacion*.

Esta ley sirve de grande auxilio en la química, pues que sin tanteos, sin ensayos preliminares, se sabe imediatamente por medio del cálculo, en que proporciones debe emplearse un ácido y un óxido para obtener la sal que se necesita.

Demos una ojeada á las prodiedades generales mas marcadas de las sales. Sus propiedades físicas son muy variables para ocuparnos en ellas, solo consideraremos el modo como se conducen con los principales cuerpos, y particularmente con el agua, el calor, el aire, los ácidos, y las bases.

Todas las sales no son solubles en el agua. Hay muchas de tal cohesion, que su afinidad con el agua no puede superarla; estas son necesariamente insolubles.

Las sales son solubles en grados muy diferentes. En cada especie la solubilidad varia mucho con la temperatura del agua, y cuanto mas caliente es, mas aumenta su poder disolvente. Se dice qûe el agua está *saturada* de una sal cuando rehusa disolver mas cantidad.

El agua saturada de una sal por medio del calor, deja siempre precipitar cierta cantidad cuando baja á la temperatura ordinaria, y esta cantidad representa la que solo se ha disuelto á favor del calórico. Pero las moléculas de la sal que se separan del agua no se reunen casualmente. Se agrupan siempre simétricamente, se pegan por las caras que se con-

frontan y producen entonces sólidos regulares, terminados por caras planas y análogas á los sólidos de la Geometría. A estos poliedros regulares se les da el nombre de CRISTALES, y el fenómeno particular de solidificacion que los forma se llama CRISTALIZACION. El licor que baña los cristales y que queda cargado con toda la sal que puede retener y disolver á la temperatura ordinaria, es conocido con el nombre de *agua madre*.

Las sales que solo presentan una corta diferencia en su solubilidad, tanto en frio como en caliente no se precipitan de su disolucion cuando esta se enfria; por consiguiente para obtenerlas cristalizadas, es preciso evaporarlas lenta ó rápidamente, y disminuyendo la masa del disolvente se obtiene precisamente la cristalizacion de toda la cantidad de sal que se halla en exceso en el resto del licor. Este es el procedimiento seguido mas generalmente para obtener la cristalizacion de las sales.

Esta evaporacion se practica comunmente por medio del calor; pero cuando se quieren obtener cristales grandes y con figuras muy regulares, se dejan formar á la temperatura ordinaria al contacto del aire, evitando todo movimiento al líquido, porque de lo contrario la cristalizacion saldria confusa.

Hay disoluciones que no pueden cristalizar fuera del contacto del aire, aun cuando se las agite, como sucede con el sulfato de sosa. Si se introduce una disolucion saturada de esta sal, en un tubo de vidrio, y se calienta de modo que el vapor arroje el aire del interior del tubo, y que se cierre su extremidad superior con la lámpara y un soplete, el líquido no cristalizará por su enfriamiento, pero luego que se rompa esta extremidad, y que el aire penetre dentro del tubo, la cristalizacion se verifica de repente.

Los cristales que se depositan en el interior del agua, muchas veces retienen en combinacion una parte de ella, y entonces se llaman *hidratados*. Y en el caso contrario se llaman *anhidros*. Esta agua combinada ó de *cristalizacion*, que comunmente está en grande *cantidad* en las sales llama-

das sulfato de sosa, sulfato de mangnesia y carbonato de sosa, puede quitarseles aplicandoles un calor de cien grados, y dicha cantidad jámas varía en la misma sal cristalizada.

Estas sales deben la propiedad de *eflorecerse* al contacto del aire seco á la agua que contienen, reduciendose á polvo anhidro, como se observa muy bien en el carbonato, el sulfato y el fosfato de sosa, que abandonados al aire libre, pierden poco á poco su transparencia, y se convierten en polvo.

Tambien deben al agua de cristalizacion la propiedad de licuarse cuando se las calienta ligeramente. Este fenómeno se conoce con el nombre de fusion acuosa. Cuando esta agua es del todo evaporada, quedan en forma de polvo.

Las sales anhidros pueden tambien fundirse con la accion del fuego, y entonces esperimentan lo que se llama fusion ignea, formando líquidos que no se entumecen, y que por el enfriamiento se concretan en forma de un vidrio transparente ú opaco, lo que se observa muy bien con el borato de sosa, ó borrax, con el nitrato de potasa, y con los diferentes fosfatos, etc.

Estas mismas sales anhidro no se eflorecen jamas al aire, pero algunas veces condensando vapores acuosos se humedecen y finalmente se licuan. Cuando tienen mucha afinidad con el agua, se dice que son *delicuecentes*.

Ademas del agua de cristalizacion, contienen las sales muchas veces cierta cantidad de agua interpuesta entre las moléculas de los cristales, y se le llama agua de interposicion, á la que deben la propiedad de humedecer el papel con que se las comprime, como tambien la de abrirse bruscamente y de saltar con chasquidos, cuando se les expone de repente á un calor fuerte. Este fenómeno que se manifiesta muy claramente en la sal marina, el nitrato de plomo, y el nitrato de barita, es vulgarmente llamado *decrepitacion*. Esto sucede porque el agua interpuesta entre la capas de los cristales las separa y rompe bruscamente tomando la forma de vapor.

Generalmente las sales que decrepitan no contienen agua de cristalizacion, las sales secadas y susceptibles de combinarse con el agua, siempre desprenden calórico en contacto con ella, porque vuelven entonces á tomar el agua de cristalizacion que se les habia hecho perder, y por esta razon amasando el yeso calcinado (sulfato de cal) con el agua la calienta mucho.

Al contrario la sales que tienen su agua de cristalizacion producen frio en el acto de su disolucion, porque para volver líquidas absorven calórico al agua y á los cuerpos que le rodean. El mismo efecto se produce con el hielo, ó con la nieve, cuyo fenómeno ha dado lugar á la preparacion de las mezclas frigoríficas.

El uso de estas mezclas tiene una grande nombradía en la historia de la ciencia. El nitro fué la primera sal que se usó con este objeto, y fueron los Italianos que primeramente lo usaron en el año de 1550, en las casas de los ricos de Roma para refrescar el agua y el vino. Lord Vacon que murió en 1626, escribió que podia hacerse helar el agua con una mezcla de nieve y de sal marina. Al fin del siglo XVII Boyle dio á conocer muchas otras substancias susceptibles de ser empleadas para los descensos de temperatura. Desde el año 1755 á 1660 se hicieron aplicaciones de mezclas frigoríficas para la confeccion de helados y sorbetes. Este ingenioso arte fué trasladado á Paris á esta época por Florentin, y estas refrescantes preparaciones obtuvieron tanta aceptacion, que en 1676 se contaban ya en dicha ciudad 250 establecimientos donde se vendian toda clase de bebidas heladas.

Walker fué el primer químico que en el verano fabricó hielo, valiendose unicamente de soluciones salinas, y el 20 de abril de 1787 obtuvo el mercurio helado.

Se preparan las mezclas frigoríficas disolviendo sales muy solubles en el agua ó en los ácidos diluidos, ó poniendo en contacto las sales con el hielo ó la nieve, añadiendo ácidos y alcalís en proporciones determinadas.

Véanse algunas fórmulas de mezclas frigoríficas.

		TEMPERATURA FORMADA.	USOS DE ESTAS MEZCLAS.
Agua	10	5° debajo de 0°	Muy buena para refrescar el vino, helar la nata de leche y una corta cantidad de agua.
Nitrato de potasa . . .	6		
Hidroclorato de amoniaco.	6		
Sulfato de sosa cristalizado	4 1/2		
Nieve ó hielo machacado.	2	15° bajo 0°	Empleado generalmente en los laboratorios.
Sal marina	1		
Sulfato de sosa cristalizado	8	17° bajo 0°	Idem.
Acido hidroclórico . . .	5		
Nieve	3	de 0° á —30°	Idem.
Acido sulfúrico débil . .	2		
Sulfato de sosa cristalizado	4	5° á 8° bajo 0°	Muy á proposito para hacer en el verano helados con economía.
Acido sulfúrico á 41° . .	3		

Los cafeteros para helar las bebidas aromáticas azucaradas y para convertirlas en helados y sorbetes, las sumergen en una mezcla de 6 partes de hielo machacado y 2 de sal marina, á la que á menudo añaden cloruro de cal cristalizado á fin de acelerar la congelacion. Los líquidos están colocados en un vaso cilindrico de estaño muy delgado llamado *sorbetera*. Esta es de plata cuando se quieren conservar los sorbetes de fresa, de sanguesas, de grosellas, de ciruelas con su propio color.

Las disoluciones de las sales de las cuatro últimas secciones en contacto con ciertas láminas metálicas, dan lugar á fenómenos curiosos, que es importante conocer.

Cuando se sumerge en una de estas disoluciones un metal, que manifiesta mas afinidad con el oxígeno y los ácidos, que el metal que hace parte de la sal disuelta, el primero precipita ordinariamente el segundo al estado metálico, y le reemplaza en la disolucion.

Así una lámina de hierro bien pulimentada, sumergida en una disolucion de sal de cobre, produce la precipitacion del cobre en pequeñas laminillas rojas de un brillo metálico.

Cuando se coloca una lámina de cobre en una disolucion de sal de plata, esta lámina se cubre repentinamente, de plata en hermosos cristales brillantes.

Por este medio se obtienen hermosas vejetaciones metálicas

que los químicos antiguos designaban con los nombres de arbol de saturno, de arbol de Diana ó de Arbol filosófico. El primero se obtiene sumergiendo una lámina de zinc, en una débil disolucion de acetato de plomo, la que precipita luego sobre la lámina pajitas brillantes de plomo metálico, que aumentando incesantemente producen ramificaciones muy caprichosas. La segunda se obtiene echando sobre el mercurio una disolucion un poco concentrada de nitrato de plata. Despues de algunos dias la plata se manifiesta en pedazos muy ligeros y brillantes, compuestos de una multitud de pequeños cristales.

Las artes en muchas circunstancias han sacado grandes ventajas de esta propiedad, que tienen ciertos metales de precipitar á otros de sus disoluciones salinas.

En las fábricas donde se explotan los minerales de cobre para obtener este metal, se obtienen una grande cantidad de aguas de comentacion, esto es aguas cargadas naturalmente de sulfato de cobre que circulan por las galerias de las minas que contienen piritas ó sulfuros de cobre. Se sumergen dentro estas aguas pedazos de hierro viejo, sobre los cuales el cobre precipitandose se amolda con ellos.

En todas las ciudades que hay casas de moneda, despues de algunos años, se destinan para refundir antiguas piezas de plata ricas en oro. Estas se tratan con ácido sulfúrico hirviendo, el que disuelve la plata y deja el oro en forma de polvo obscuro, que inmediatamente se recoje con cuidado. Por este medio se obtiene mucho sulfato ácido de plata, del que se separa el metal, sumergiendo en la disolucion láminas de cobre, que se han empleado de antemano para forro de embarcaciones. La plata se precipita en forma de muzgo cristalino de un gris blanco, que los trabajadores le llaman cal de plata. Despues de bien labada se funde en un crisol y se vacía el metal en barras. El sulfato ácido de cobre despues de neutralizado se hace cristalizar.

En las lecciones de física se demuestra, que estas precipitaciones metálicas son producidas por un efecto eléctrico.

Todas las sales cuyo ácido es gaseoso ó volátil son des-

compuestas por los ácidos un poco concentrados. Asi el ácido sulfúrico, el ácido fosfórico, etc, destruyen de repente los carbonatos, los sulfitos, los nitratos que formando sulfatos y fosfatos desalojan el ácido carbonico, el ácido sulfuroso y el ácido nitrico. A esta reaccion se funda el procedimiento de la extraccion del gas ácido carbónico, y el método de preparar el ácido nítrico.

Los hidrácidos no se limitan á aislar el óxido y el ácido de una sal, atacan en particular al óxido como si estuviese libre, y lo descomponen formando agua y un compuesto binario. Así el ácido hidroclórico obra sobre las sales solubles de plata y de protóxido de mercurio, formando precipitados blancos, pesados en forma de copos, llamados cloruro de plata, ó protocloruro de mercurio.

El ácido hidro-sulfúrico obra igualmente en un grande número de sales; y como los súlfuros que forma tienen distintos colores, segun el metal con que obra, se emplea disuelto con el agua como un raectivo muy eficaz para distinguir los diferentes disoluciones metálicas entre sí.

Asi determina.

En las sales.	de zinc.	un precipitado blanco.
	de protóxido de estaño.	chocolate.
	de deutóxido de estaño.	amarillo.
	de bismuto. de cobre. de plomo.	obscuro negro.
	de antimonio.	amarillo anaranjado.
	de plata. de platino. de oro. de protóxido de mercurio.	negro.
	de deutóxido de mercurio.	blanco, despues anaranjado, y en seguida negro.

Cuando un ácido solo puede unirse con una parte de la base de una sal, entonces resultan dos nuevas sales ácidas. Como todas las sales ácidas son solubles, se sigue que casi todas las sales basicas ó neutras, que de por sí son insolubles, deben disolverse con los ácidos nítrico hidroclórico, etc. Así el fosfato de cal que el agua no puede disolver, si se le echa ácido nítrico, este le roba la mitad de la cal y por

consiguiente la deja al estado de fosfato ácido de cal soluble, que desaparecerá de repente en el líquido donde habrá tambien nitrato ácido de cal. Lo mismo sucede con el sulfato de cal y el fosfato de barita que de repente se disuelven con el mismo ácido, porque se forman dos nuevas sales ácidas en cada una de ellas.

De aqui se sigue que los ácidos son tambien disolventes de las sales, y de grande utilidad para los químicos.

Las bases salificables pueden mutuamente precipitarse de sus disoluciones. Las que mejor neutralizan los ácidos separan siempre de sus combinaciones salinas á las que menos les neutralizan. Por esta razon la potasa, la sosa y el amoniaco descomponen todas las sales precipitando su base. Así si se echa uno de estos alcalís en disoluciones de sales de cal de magnesia, de hierro de cobre, de plomo, y de mercurio se formará un precipitado de cal, de magnesia, de óxido de hierro, de cobre, de plomo y de mercurio, y quedará en el líquido que sobre nada una nueva sal de potasa, de sosa, ó de amoniaco. Hé aquí un medio para procurarse los óxidos metálicos. Precipitados de este modo en el interior del agua, se hallan siempre al verdadero estado de *hidratos*, pero recogiendolos sobre un filtro de papel, lavandolos y despues secandolos dentro de un crisol se obtienen en estado seco.

Como es siempre preciso añadir en la disolucion salina, que se quiere descomponer un exceso de potasa, ó amoniaco, para que el óxido precipitado no retenga la menor cantidad del ácido con que estaba unido, no es indiferente valerse del uno ó del otro de estos alcalís. En efecto hay óxidos metálicos á los que un exceso de potasa ó de sosa los vuelve á disolver, lo que no hace el amoniaco, al paso que hay otros que este no los vuelve á disolver y no lo hacen la potasa y la sosa.

Asi si se quiere descomponer una sal de alumina, se escogerá el amoniaco, porque con la potasa y la sosa se correria el riesgo de volver á disolver la alumina precipitada, como se puede ver, vertiendo un exceso de estos alcalís sobre el precipitado. Si se trata de una sal de cobre se emplearán uno de

estos dos alcalís, y no el amoniaco porque este hace soluble al hidrato de cobre, como se demuestra empleando un exceso de alcalí volátil, que forma un líquido de un hermoso color azul celeste.

Las sales pueden obrar entre sí, y mutuamente descomponerse, ya sea con la influencia del agua ya con la del calor.

1. *Siempre que dos sales solubles puedan formar con su mezcla una sal insoluble, ó dos nuevas sales insolubles, habrá siempre descomposicion mútua, de suerte que el ácido de la una se unirá con la base de la otra y recíprocamente.*

Esta ley establecida por Berthollet no tiene excepcion. Asi pues, si se echa sulfato de potasa en el nitrato de barita se obtendrá por una parte un precipitado blanco de *sulfato de barita*, y quedará en el líquido *nitrato* de *potasa*.

Sulfato de potasa. = Acido sulfúrico + potasa.
Nitrato de barita. = Barita. . . + ácido nítrico.

Sulfato de barita + Nitrato de potasa.

Arsénito de potasa.	=	Sulfato de potasa. .	Sal soluble.
Sulfato de cobre. .		Arsénito de cobre. .	Sal insoluble.
Nitrato de plata. .	=	Nitrato de sosa. .	Sal soluble.
Arseniato de sosa.		Arseniato de plata.	Sal insoluble.
Cromato de potasa.	=	Nitrato de potasa. .	Sal soluble.
Nitrato de plomo		Cromato de plomo.	Sal insoluble.

En todos estos ejemplos la causa determinante de la doble descomposicion de las sales solubles que se mezclan, reside deen la insolubilidad la una de las nueve sales que resultan.

2. *Siempre que se calientan juntas dos sales, que por el cambio de sus ácidos y de sus bases puedan formar una sal volátil, ó mas volátil que las que se emplean, habrá siempre doble descomposicion.*

Esto se verifica cuando se calienta en una retorta carbonato de cal, y sulfato de amoniaco. En la alargadera de vidrio que está adaptada al cuello de la retorta, se volatiliza el *carbonato de amoniaco* que es muy volátil, y queda en la retorta el *sulfato de cal*, sal del todo fija.

Lo que prueba que es la volatilidad de la sal, la que en

este caso determina la recíproca descomposicion de las sales empleadas, es que por la via húmeda se verifica por la inversa la precedente reaccion. En efecto si se echa carbonato de amoniaco sobre una disolucion de sulfato de cal, se forma de repente *carbonato de cal* que se precipita en polvo blanco y *sulfato de amoniaco*, que queda disuelto en el líquido.

Los diferentes resultados que acabamos de manifestar en esta rápida exposicion de las propiedades generales de los metales, y de sus principales compuestos, son de mucha importancia, no solamente bajo el punto de vista teórico, si que tambien para la practica de las artes químicas. Sin el conocimiento de estos hechos y sin el recuerdo de las leyes interesantes que se ha sabido deducir de su observacion, se estaria expuesto á cada instante á equivocarse en el aprecio de los fenómenos, producidos ó que pueden resultar, y por consiguiente á comprometer el resultado de las mas sencillas operaciones de una fábrica ó laboratorio.

Para concluir la historia general de los metales, dirémos como se hallan á la superficie ó en el interior de la tierra, y como se les extrae para emplearlos á nuestras necesidades diarias.

Los metales existen en la naturaleza en cuatro estados diferentes, á saber:

1º Al *estado nativo*, esto es, libres de toda combinacion y presentando sus propiedades características del modo mas evidente, como el color, la brillantez, la forma cristalina, etc. Bajo este aspecto antigüamente tenian el ridiculo nombre de *metales virgenes*. Solo se hallan así aquellos que tienen poca afinidad con el oxígeno, como el oro, la plata, el platino, el mercurio, el cobre, el bismuto, el arsénico, en una palabra, los de las últimas secciones de nuestra clasificacion.

2º Al estado de combinacion con los metaloides ó aleados entre sí, y formando entonces súlfuros, cloruros, yoduros y aleaciones, entre las que los arseniuros son las mas comunes.

Siendo el azúfre y el arsénico los cuerpos que mas co-

munmente se hallan unidos con los metales, los mineros muchos años ha les han dado el nombre de *mineralizadores*. Los súlfuros nativos de hierro, de cobre, de antimonio, de plomo, de zinc, de mercurio y de plata, son muy abundantes, y son los que se explotan casi en todas partes para obtener los metales que contienen.

No se conocen aun hidruros, boruros, silicuros, zirconiuros, fósfuros y azoturos naturales.

3º Al estado de óxidos libres, mezclados ó combinados entre sí, todos los metales cuya afinidad por el oxígeno es manifiesta, se hallan en este caso, principalmente los de la 3ª y 4ª seccion. Los óxidos metálicos de la primera seccion no se hallan jamás puros en la naturaleza, porque tienen una grande afinidad con los ácidos.

4º Finalmente en el estado de sales, esto es, unidos con el oxígeno y con los oxácidos binarios, como son los metales de las cuatro secciones primeras. Las sales son los compuestos químicos mas comunes en la naturaleza. Se hallan sólidas en el interior ó en la superficie de la tierra, y disueltas en las aguas naturales, y como partes constituyentes y accesorias, en un grande número de substancias organizadas, vegetales y animales. Se conocen mas de dos cientas especies de sales naturales, y los géneros mas comunes son los silicatos, los sulfatos, los carbonatos, los fosfatos, los arseniatos, etc.

Los óxidos y las sales naturales están muchas veces reunidos uno con uno, ó uno con dos, ó en otras proporciones indefinidas, y entonces componen agregaciones de especies minerales, á las que se les da el nombre de *rocas*. Estas están siempre colocadas en masas de diferente espesor, pero sus dos superficies superior é inferior se acercan mas ó menos al paralelismo. Su extension no es limitada, asi llegan algunas veces muy léjos, ó bien son truncadas por tajos, ó barrancos, otras veces disminuyen gradualmente y desaparecén. A estas masas minerales se les da el nombre de *criaderos*, que no son siempre horizontales y los hay que por causas aun desconocidas han perdido esta

posicion, y se hallan inclinados, verticales, mas ó menos redondeados, etc.

Toda la superficie de la tierra está compuesta hasta en las mayores profundidades á que se ha podido llegar, de capas sobre puestas. Estas son tanto mas antiguas cuanto mayor es la profundidad en que están situadas. Unas parecen haber sido formadas por un efecto de cristalizacion, otras por la accion de los fuegos volcánicos, y la mayor parte presentan todos los caractéres de depósitos ocasionados por las aguas. Los naturalistas han reunido con el nombre de terrenos las capas que ofrecen mas analogía entre sí, bajo la relacion del modo de su formacion, antigüedad, estructura, y han dividido la superficie mineral en muchas partes distintas ó terrenos.

Comprenden con el nombre de *terrenos primitivos* las mas antiguas capas cristalizadas, cuya mayor parte parece haber sido formada antes que se conociesen los seres organizados en la superficie del globo.

Llaman *terreno* de *sedimentos*, la capas no cristalizadas que parece han sido formadas en el interior de las aguas, y que están llenas de vestigios de animales y de vejetales. Estos vestigios pertenecen á familias de pescados, de plantas, de moluscos que distan en general de las que en el dia existen, pero que se acercan mas á ellas á proporcion que sube la elevacion de los *terrenos*.

Llaman *terrenos de aluvion*, las capas que están compuestas de restos de rocas anteriores, que han sido arrastradas por las aguas, y que se han situado en diferentes puntos, cuyas capas son del todo análogas á estos montones de arena y de limo que los rios acumulan en su embocadura y en sus orillas. Estos aluviones, que algunas veces han cubierto comarcas enteras, encierran frecuentemente despojos de animales grandes, como Elefantes, Rinocerontes, etc, que al parecer difieren de las especies actualmente existentes, conchas de agua dulce y algunas veces despojos de animales marinos.

Finalmente llaman *terrenos volcánicos ó igneos* todas las

capas que son ó han sido formadas por la accion del fuego; unos provienen de erupciones igneas anteriores, á la aparicion del hombre sobre la tierra ó épocas inmemoriales, estos son los *terrenos de volcanes apagados*. Los otros se forman continuamente á nuestra vista por las erupciones de los volcanes actualmente ardientes.

En todos estos terrenos se hallan metales nativos, ó compuestos metálicos binarios en desiguales proporciones, muy raras en los terrenos de sedimientos, principalmente en los primitivos y volcánicos. En los primeros están puestos ordinariamente en montones irregulares, ó en *vetas*.

Se da el nombre de vetas ó venas, á planchas grandes en forma de cuñas muy aplastadas, casi siempre perpendiculares ú oblícuas, al plano de las capas, cuya extension es mayor en su longitud y altura, que en su espesor, traspasando un terreno, ó una masa cualquiera de *rocas*.

En este estado los metales van siempre acompañados de diferentes substancias cristalizadas, principalmente de carbonato de cal, sulfato de barita, cristal de roca, y de espato fluor ó fluoro de calcio. Se da á estas substancias entre las que se hallan los metales, el nombre de *ganga*.

Los montones ó venas contenidas en una mayor ó menor extension de terreno, forman lo que se llama una *mina*. Estas están generalmente situadas en monte de altura media en figura de cadena.

En los terrenos volcánicos antiguos, se hallan la mayor parte de los minerales de oro y plata de la Ungria y del Nuevo-mundo.

En los antiguos aluviones se hallan tambien algunos metales, como el oro y el óxido de estaño, procedentes de la descomposicion de las rocas, que encierran venas de este metal. Es principalmente en estos aluviones donde se beneficia una gran parte de minas de oro de Méjico, de la Nueva-Granada, etc. Es tambien en semejantes terrenos donde se halla la mina de platino, y los diamantes del Brasil.

Tales son las circunstancias en que se hallan los metales ó sus compuestos en la naturaleza.

El arte de extraer los metales de sus minas, no es peculiar de la química, por lo que solo se dirá alguna cosa sobre esta materia. La explotacion de las minas se practica en *descubierto* y con *trabajos subterráneos*, segun donde se halle la capa ó la vena metálica á la superficie del terreno, ó ya en grandes profundidades. La explotacion en descubierto se practica principalmente en las arenas que encierran los diamantes, el oro, ó el estaño oxidado, las piedras de cal, de yeso, las pizarras, las turbas, los minerales de hierro de alubion, y otros minerales, como los de hierro de la isla de Elba, las piritas cobrizas de Fahlum en Suecia, la calamina ó carbonato de zinc de Limbourg en Bélgica, muchas minas de hierro, de cobre, y de oro, de los montes Orales en la Siberia, los minerales de hierro de las cercanias de *Conches* en el departamento del Eure, etc.

Este género de explotacion es fácil. Presenta ademas de los trabajos de terraplenar, algunos particulares á la explotacion de cada substancia, como las lociones de las arenas auríferas y estaníferas y los minerales de hierro.

La *explotacion subterránea* es de mucho mas trabajo y coste. Bastará saber que para llegar á la mina se construyen agujeros que se llaman *pozos* mas ó menos pofundos, segun la mayor ó menor inclinacion de las capas que generalmente comunican entre ellas por medio de conductos agujereados en direccion oblícua á las venas. Estos conductos se llaman *Galerias*. En las minas en masa formadas de substancias muy sólidas y abundantes, tales como las de piedra de corte, las de yeso, las de sal gemma, se practican anchas excavaciones ó estancias, cuyo techo está sostenido con postes. Estas tienen algunas veces mas de cien metros de largo y de ancho, y una altura considerable, que al mirarlo causa terror y admiracion al espectador. Sobre este objeto pueden citarse las minas de Vieliczka y de Bochnia en Galicia y las de Cheshire en Inglaterra.

Muchas minas son explotadas á mas de seis cientos metros, y algunas hasta mil debajo de las superficies del terreno; y un grande número de otras llegan hasta debajo del

nivel del mar. Se conoce que se extienden por debajo estas aguas, y que solo son separadas de estas por un techo tan delgado, que se percibe el ruido de las oleadas y los vaivenes de los guijarros. De esta última clase son las minas de estaño de Cornualles en Inglaterra. Hay otras minas situadas en lo interior de los montes, que son explotadas á una elevacion considerable de la superficie de la tierra, como lo son las minas de plata del Potosí en América del sur. Estas se hallan en el *cerro del Potosí*, que está agujereado en todas direcciones, y cuya cumbre está elevada de 4888 metros. El punto mas alto donde este famoso monte metalífero está explotado es de 4850 metros, por consiguiente los mineros trabajaban á una altura superior á la de Mont-Blanch.

Ninguna clase de trabajos necesita mas fuerza que el de las minas, y está en duda que el hombre haya jámas trabajado máquinas tan fuertes como las que se usan en el dia para la explotacion de algunas minas. Las aguas de las de Cornualles en Inglaterra son extraidas por medio de máquinas de vapor, cuya fuerza verdaderamente prodigiosa equivale á la accion simultánea de 300 caballos.

El transporte de la hulla extraída de las minas de las cercanias de Newcastler hasta el punto del embarcadero, se ejecuta casi todo tanto en el interior, como en la superficie, en caminos de hierro, cuya extension total es de 75 miriámetros (150 leguas de Francia.)

Se sujetan los minerales metálicos, arrancados del interior de la tierra, á cierto número de operaciones para separar los metales en un estado de pureza necesaria para su uso en las artes. El arte de extraer los metales de sus minerales ó gangas se llama METALURGIA.

Los trabajos metalúrgicos se dividen en preparaciones *mecánicas* y *procedimientos químicos*. Las primeras tienen por objeto separar los minerales de las substancias estrañas, que comunicarian al metal propiedades dañosas ó que harian la fusion de estos minerales dificil y costosa y algunas veces imposible.

Atiendase la serie de operaciones á que generalmente se sugeta un mineral, para la extraccion de algun metal.

Se empieza á escojerlo al salir de la mina, esto es separar los pedazos que contienen bastante metal para ser explotados de los que tienen poco.

Se machaca el mineral escogido, esto es, se pulveriza dentro un mortero de madera, con una mano de lo mismo, en cuya extremidad inferior tiene pegado un casquete de hierro.

En seguida se lava el polvo obtenido, á fin de separar las partículas metálicas de las substancias térreas que tiene mezcladas. La locion se practica sobre cajones ó grandes pilas por medio de una corriente de agua que se lleva las partes mas ligeras, dejando asi una grande cantidad de metal con mucha menor porcion de arena, ó tierra.

La primera operacion química que sigue despues de la locion, es pasar á los metales varias veces por el fuego, con el objeto de separar las substancias volátiles que contiene el mineral, como el agua, ácido carbónico, el azufre el arsénico, etc., y tambien para disminuir la cohesion del mineral, y por este medio hacerle mas atacable, por los agentes metalúrgicos que deben aislar el metal. Esta operacion se practica al aire libre en hornos, cuya construccion es muy variada.

Preparado asi el mineral, se pasa á la fusion, esto es, despues de mezclado con proporciones convenientes de carbon y de *fundentes*, se le expone á un calor mas ó menos fuerte y continuado en hornos propios. El carbon por su grande afinidad con el oxígeno, reduce el óxido metálico, pone libre el metal, quien se separa de las materias térreas y demas óxidos, que los *fundentes* convierten en vidrio. Estas quedan á la superficie del baño metálico, y se concretan en forma de *escórias*.

El carbon que se emplea para estas reducciones, unas veces es de madera, otras es el *coach*. Los *fundentes* son ordinariamente los óxidos térreos ó alcalinos de poco valor, como la arcilla, el carbonato de cal, y á menudo tambien la arena ó ácido silico, y el fluoro de calcio.

Generalmente, los metales obtenidos retienen en combinacion cierta cantidad de carbon, pero en cantidad tan corta, que no puede modificar sensiblemente sus propiedades, ni dejarlos impropios á los usos á que se los destina.

Estos son en pocas palabras los procedimientos generales de la metalúrgia. Cuando tratarémos de los metales en particular, indicarémos las operaciones particulares de cada uno de ellos.

Leccion décima septima.

DE LOS COMPUESTOS METALICOS DE LA PRIMERA SECCION.

SUMARIO.

De las potasas y sosas del comercio. — De las cenizas de los vejetales terrestres y marinos. — Extraccion de las sales alcalínas de las cenizas. — De las diferentes especies de potasa y sosa. — Preparacion de la sosa artificial. — De la sosa de Barech. — Del iodo que esta contiene. — Estudio del iodo. — Sus apreciables aplicaciones á la medicina. — Preparacion de las lejías cáusticas y de los alcalìs púros. — Teoría de la causticidad. — De los hidratos de potasa y de sosa. — Extraccion del potasio y del sodio. — Aplicacion nueva de los líquidos alcalínos para la conservacion del pulimento de los metales. — De los bicarbonatos. — Del natron. — Del borax y de sus aplicaciones. — Del ácido bórico. — Del sulfato de sosa.

Despues de haber conocido las propiedades generales de los metales y sus principales compuestos, podemos pasar á tratar de los cuerpos, que son mas ó menos interesantes á la industria, á la medicina y á la economía doméstica. Pero sin seguir el plan que se ha trazado, solo se hablará de lo

mas importante y mas curioso de la historia de los metales que están en uso.

Aunque los metales de la primera seccion, y entre ellos el potasio, el sodio y el calcio, solo tienen sus usos circunscritos á las necesidades de los laboratorios, no sucede así con la mayor parte de sus compuestos, como óxidos, sales ó combinaciones binarias. En efecto, casi todos son preciosos agentes para nuestras fábricas, ó remedios eficaces que la medicina utiliza una inmensa parte. Ocupemonos pues desde luego de los óxidos de potasio y de sodio.

Cuando se hacen arder al aire libre los vegetales leñosos y herbaceos, se obtiene por residuo un polvo gris que se llama *ceniza*. Este residuo se compone de todas las substancias minerales, fijas é indescomponibles que los vegetales habian recibido de la tierra; pero la naturaleza de estas cenizas varía segun la composicion de los terrenos, donde las plantas se han desarrollado. Por esto las plantas marinas dan cenizas mas ó menos ricas en sales de sosa, al paso que las plantas que crecen en el interior de la tierra, dan cenizas que no contienen casi mas que sales de potasa.

En estas dos especies de cenizas se hallan siempre substancias solubles é insolubles en el agua. Cuando se mezclan estas cenizas con ella, se disuelven todas las solubles y se obtiene lo que vulgarmente se llama *lejías*. El residuo llamado comunmente *cernada*, se compone de sulfato y fosfato de cal, de carbonatos de cal y de magnesia, óxidos de hierro y de manganeso, de silice y de alumina, y de cierta cantidad de carbon mal quemado.

Las lejías tienen un sabor acre, una causticidad mas ó menos fuerte, enverdecen el jarabe de violetas, hacen efervescencia con los ácidos, á los que neutralizan perfectamente. Pueden tambien disolver los principios colorantes, las substancias crasas, y por esta razon se emplean en la economia domestica para limpiar la ropa.

Cuando se las hace evaporar hasta sequedad, dejan una substancia alcalina de un aspecto salino, cuyo residuo se conoce en las artes con el nombre de potasa, cuando pro-

viene de cenizas vegetales terrestres, y con el nombre de sosa cuando proviene de cenizas de plantas marinas. Estas substancias alcalinas se componen esencialmente, la primera de carbonato de potasa, la segunda de carbonato de sosa, al estado de impureza por la diferente cantidad de sales estrañas que le acompañan, como sulfato de potasa ó de sosa, cloruro de potasio ó de sodio, silice y alumina, y óxidos de hierro y manganeso.

En el comercio circulan varias especies de potasa y de sosa, que se distinguen por los nombres de los paises en donde se han fabricado. Asi se dice *potasa de América, de Rusia, de Toscana, de Riga, etc., sosa de Alicante, de Tenerife, de Narbona, de Aguas muertas, de Cherbourgo, de Normandia, etc.*

Las sosas son generalmente coloradas en obscuro gris por el carbon; las potasas lo son en azul verdoso, en rojo, en amarillo por los óxidos metálicos. Unas y otras abundan mas ó menos en carbonatos alcalinos, y por ellos se establece la calidad y el valor. Se considera la superioridad de una potasa ó una sosa, por la mayor cantidad de ácido que puede saturar.

Las potasas y las sosas del comercio, se reconocen por su sabor acre y urinoso, por la mayor solubilidad en el agua, por la accion de enverdecer el jarabe de violetas, por el restablecimiento en azul del tornasol enrojecido por un ácido, y por la viva efervescencia que causan con los ácidos los mas débiles. Se distinguen las unas de las otras por los caractéres siguientes.

Las potasas se humedecen prontamente al contacto del aire, y no tardan á licuarse. Su solucion en el agua despues de filtrada y concentrada no cristaliza, y solo se puede obtener el carbonato de potasa sólido, evaporandolo hasta sequedad, y entonces resulta un polvo blanco muy delicuecente.

Las sosas en lugar de atraer la humedad del aire, al contrario son muy eflorescentes; su disolucion concentrada cristaliza en prismas romboidales, cuya figura se parece á

la lancedera de un tejedor. Los cristales transparentes y sin color se vuelven muy pronto opacos con el contacto del aire, cubriendose de un polvo arinoso.

Durante muchos años, las sosas de España eran transportadas en Francia para el consumo de nuestras fábricas. Cuando las guerras de la revolucion interrumpieron el comercio entre los dos paises, la Convencion nacional convocó los químicos franceses para conocer los diferentes medios de extraer con ventaja la sosa de la sal marina. De todos los procedimientos que entonces fueron indicados á la comision encargada de examinar los medios propuestos, solo fue acojido el de Leblanch discipulo de D' Arset padre. Este procedimiento con muy ligeras modificaciones ha establecido en Francia una industria admirable por su extension, y ha eximido las manufacturas francesas de un tributo anual de veinte millones de francos. Sin embargo, su autor se ha arruinado por los gastos que ha sido necesario hacer para dar á su procedimiento la perfeccion debida. Leblanch en Inglaterra hubiera sido generosamente recompensado por el gobierno; en Grecia y en Roma le hubieran elevado estatuas, en nuestro pais pueblo olvidadizo é ingrato á nuestros artistas y sábios, murió en el hospital.

El procedimiento de Leblanch, que está en uso en las grandes fábricas de productos químicos de Marsella, de Ruan, de Dienze, etc., consiste en convertir la sal marina á sulfato de sosa, despues á este en carbonato de sosa, calcinandolo con cantidades convenientes de carbon y de creta. El resultado de esta última operacion es una substancia negra, rojiza, quebradiza, de un olor un poco sulfuroso que se llama barrilla comun, ó *sosa súcia.*

Esta sosa refinada ó purificada da un polvo blanco, conocido en el comercio con el nombre de *sal de sosa.* Finalmente este polvo disuelto en el agua y dejado cristalizar, da un carbonato de sosa puro, llamado vulgarmente *cristales de sosa.* Estos cristales contienen 62, 79 por 100 de agua de cristalizacion, de suerte que 100 quilógramos solo representan 37 K. 21 de carbonato seco.

Entre las sosas naturales de Francia, la que se prepara en las orillas del océano, y en particular en el departamento de la Mancha quemando los fucos ú ovas, ha adquirido cierta importancia de veinte años á esta parte, no por razon de su riqueza en alcalí, pues que contiene muy poco, sino porque sirve para la extraccion de uno de los elementos mas particulares. Esta sosa de fuco ú oba del nombre de las plantas cartilaginosas que la dan, está principalmente formada de sal marina, cloruro de potasio y sulfato de potasa, y apenas contiene carbonato de sosa; por cuya razon se emplea como substancia abundante en sales de potasa para la fabricacion del vidrio comun y del salitre. Se obtiene en masas negruzcas de un sabor salado un poco cáustico.

Un salitrero de París llamado Courtois, en el año 1811, habiendo casualmente calentado con un poco de ácido sulfúrico la lejía de esta sosa que rehusaba cristalizar de nuevo, observó que se desprendian vapores de un hermoso color de violetas, que despues por el enfriamiento precipitaba unas láminas azuladas, muy brillantes, y al parecer metálicas. No manifestó este fenómeno á los sábios, hasta los últimos dias del año 1813.

Entonces los químicos mas inteligentes, entre otros Gay-Lusach y Davy, que se hallaban en Paris emprendieron el exámen de la nueva substancia. Apenas habia pasado un mes desde que Courtois lo habia comunicado al Instituto, que la ciencia poseía ya una historia completa de un elemento nuevo debida á la habilidad poco comun de Gay-Lusach. El químico francés despues de haber señalado los grandes puntos de semejanza del nuevo cuerpo con el cloro, le puso el nombre de iodo, sacado de una palabra griega que significa *violeta*, para recordar el admirable color de su vapor, que es lo suficiente para distinguirle de todas las substancias conocidas.

Los demas caractéres del iodo son muy notables: presentase en forma de escamas ó laminitas micaceas, de un negro azulado metálico. Solo se funde á $+107°$ y se reduce á gas á los 175 ó 180°. Despide un olor fuerte que se parece al del cloro, y tiene un sabor acre y persistente. Es un

fuerte veneno, mancha la piel y el papel en amarillo intenso, pero este color es poco permanente y desaparece luego por la evaporacion del iodo.

Es muy poco soluble en el agua, y mucho en el espíritu de vino, colorandolo en obscuro rojizo.

Ademas presenta las principales propiedades del cloro, porque obra como él en la mayor parte de los cuerpos simples ó compuestos, en las substancias colorantes, y los productos que da, ofrecen la mayor analogía con los correspondientes al cloro. Asi como este último tiene poca afinidad con el oxígeno, aquel tiene una tendencia enérgica para el hidrógeno, con el que forma un hidrácido parecido al ácido hidroclórico.

Uniendose fácilmente con los metales, forma con algunos *ioduros* que son muy reconocidos por sus bellos colores. Asi con el mercurio forma uno de los colores rojos mas brillantes, y con el plomo uno de lo productos mas hermosos de nuestro laboratorio, llamado ioduro de plomo en forma de laminitas exaonales, comunmente muy anchas de un amarillo de oro hermoso y brillantes. Se obtiene mezclando disoluciones calientes y muy debilitadas de nitrato de plomo, y ioduro de potasio. Por efecto de una doble descomposicion, se forma ioduro de plomo, que solo se precipita por el enfriamiento en láminas, que se extienden en todas direcciones en el líquido, de modo que forma el aspecto mas agradable por sus ondas brillantes.

El yoduro de mercurio, que es de un rojo escarlata fino, se prepara igualmente con la doble descomposicion del percloruro de mercurio y del ioduro de potasio. Los Ingleses han llegado segun parece á fijar este bello color sobre las telas.

Otro carácter distintivo del iodo, no menos interesante que los anteriores, es colorar en azul ó en violeta el almidon ó la fécula, y por consiguiente todas las substancias vejetales que contienen este principio inmediato. Echense algunas gotas de disolucion alcohólica de iodo sobre engrudo, cola de libreros, pedazos de patatas, de repente se formará un color azul ó violeta muy intenso.

Por medio del iodo puede reconocerse la existencia de la fécula en los órganos de las plantas, como tambien con una decoccion de almidon manifestar la existencia del iodo libre en los líquidos. Si se hallan estos al estado de combinacion, algunas gotas de cloro le separarán. Esta reaccion del iodo sobre el almidon, es tan enérgica y tan cierta, que un químico Aleman ha asegurado, que 1/400000 de iode disuelto en el agua se hace sensible por el color azul que el agua de almidon manifiesta. Ved ahí un precioso reactivo para las investigaciones analíticas.

Finalmente la última propiedad interesante del iodo es de formar agitado con 15 ó 20 partes de amoniaco, un polvo negro rojizo que detona al mas ligero choque, ó grado de calor. El frote de una barba de pluma es suficiente para producir este efecto, y aun muchas veces detona espontaneamente cuando está seco, y asi es imposible conservarlo dentro de vasos.

Esta polvora fulminante es el *ioduro de azoe*, cuya formacion no es dificil de comprender. El amoniaco puesto en contacto con el iodo se descompone en gran parte. Sus dos principios combinandose cada uno separadamente con cantidades convenientes del metaloide, forman ioduro de azoe que se precipita y ácido hidriodico que queda en el líquido con cierta cantidad de amoniaco que le satura.

Como los elementos que componen el ioduro de azoe, estan unidos con una afinidad muy débil, el mas ligero calor les separa. El frote produce este efecto por el desprendimiento de calórico que causa.

El iodo separandose del azoe aparece en hermosos vapores violaceos, y en un lugar obscuro se repara un ligero resplandor en el acto de verificarse la detonacion.

El iodo se halla en la naturaleza casi siempre al estado de ioduro de potasio. Existe en las aguas del mar, y por consiguiente en todos los fucos y demas plantas marinas, en las esponjas, en los poliperos, y en los moluscos marinos, y en una infinidad de fuentes saladas, y en casi todas las fuentes sulfurosas del Piamonte y de Cerdeña.

El descubrimiento de este elemento debe formar época en la ciencia, porque con los trabajos de Courtois y Gay-Lusach se han hecho aplicaciones de mucha importancia en favor de la humanidad.

Las paperas mas voluminosas desaparecen en muy poco tiempo con el uso de la tintura de iodo. La eficacia del iodo contra estos tumores está reconocida por todos los Médicos, pero el uso de este remedio exije la mayor prudencia en razon de la accion que ejerce sobre todas las glandulas, disolviendolas muy prontamente ú ocasionando á veces otros desórdenes en la economía animal.

El iodo y sus preparaciones son un excelente remedio para la curacion de las enfermedades escrofulosas.

Volvamos otra vez al estudio de las potasas y á las sosas.

Hay pocas substancias que tengan tantas aplicaciones como estos productos. El uso mas antiguo y mas comun, es el labado de la ropa ó el blanqueo de casi todos los tejidos, en razon de la propiedad que poseen los alcalís y las sales alcalinas, de disolver las substancias orgánicas, crasas ó colorantes que ensucian las telas. Las sosas son la base de los jabones duros, y las potasas la de los jabones blandos. Los unos y los otros sirven para la fabricacion del vidrio, de los espejos y de los cristales. Las potasas entran en la preparacion de muchas sales muy útiles como el nitro, el alumbre, el azul de Prusia y el agua de Jabela. La *sal de sosa y los cristales de sosa* son empleados diariamente en los talleres de tintura y en las fábricas de pintados, principalmente para disolver la materia colorante del achiote del cartamo, y para la confeccion del bello color llamado *rojo de las Indias*, y poner las lanas en estado de recibir las materias colorantes.

Cuando se emplean los carbonatos de potasa y de sosa para limpiar y blanquear los tejidos, ó para la fabricacion de jabones, de antemano se les da una preparacion que se llama *caustificacion*, con el objeto de dejar puros los alcalís que los componen, quitandoles el ácido carbónico que en gran parte priva su accion sobre las substancias colorantes ó crasas. En efecto la experiencia durante mucho tiem-

po ha manifestado, que solo al estado de pureza pueden la potasa y la sosa unirse con los cuerpos crasos para formar jabones, y obrar eficazmente sobre las diversas substancias estrañas que alteran la blancura de los hilos de lino, cáñamo y algodon.

Para hacer los alcalís cáusticos, esto es, para quitarles el ácido carbónico que neutraliza sus propiedades, se hacen hervir las disoluciones de potasa y de sosa del comercio con suficiente cantidad de cal viva. Esta roba el ácido carbónico, pasa al estado de carbonato de cal, que se precipita en razon de su insolubilidad, y deja en el líquido la potasa y la sosa despojados del ácido que tenian en combinacion. A estos líquidos se les da el nombre de *lejías cáusticas*, *ó lejías de jaboneros*, y el de *potasa cáustica* ó *sosa cáustica*, á los alcalís puros y sólidos obtenidos por la evaporacion de las lejías, y en este estado poseen el mayor grado de causticidad.

En el año 1756, Black reconoció la verdadera accion de la cal en la caustificacion, y manifestó la naturaleza de los alcalís cáusticos. Anteriormente á esta época se creía que la cal no daba á la potasa y á la sosa del comercio mayor fuerza y alcalinidad, y que solo les despojaba de una substancia mucilaginosa que contenian, atenuando ó disolviendo sus moléculas.

Para manifestar con precision la teoría de Black, relativamente á la preparacion de las lejías cáusticas, hágase obrar la cal viva sobre estas disoluciones de carbonatos de potasa y de sosa. Despues de una hora de ebullicion, fíltrense los licores para recojer á parte el precipitado blanco que se habrá formado. Podrémos entonces manifestar, que mientras que este depósito dejará desprender ácido carbónico por la accion de los ácidos hidroclórico ó sulfúrico, los líquidos muy cáusticos no harán efervescencia con estos ácidos, como la hacian antes de su ebullicion con la cal. El ácido carbónico habrá pues abandonado la potasa y la sosa para unirse con la cal, y formar con ella este precipitado blanco insoluble, resultando un carbonato de cal.

El mismo efecto se producirá vertiendo agua de cal transparente en una disolucion de carbonato de sosa. Se formará en precipitado de carbonato de cal blanco, que se separa á medida que se forma.

Si se atiende á la accion de la cal viva en la fabricacion de las lejías, se verá el error que padecen muchos blanqueadores que no quieren caustificar sus sosas y potasas, porque creen que la cal queda disuelta en las lejias, y que quema los tejidos. Si estas lejías obtenidas por medio de la cal queman los tejidos, es solo porque son demasiado concentradas, y el medio de remediar esta accion demasiado enérgica, es debilitarlas con agua.

Cuando se ha hecho cáustica una lejía por medio de la cal, se dice entonces en las fábricas, que se ha vuelto *mas mordiente*, entonces es untuosa y crasa al tacto, porque ataca y disuelve prontamente la epidermis. Generalmente se atiende á este carácter para apreciar la fuerza de una lejía introduciendo el dedo indice y frotandole con el pulgar. Si los dedos se resbalan tan facilmente como si estuviesen impregnados de aceite, se dice que la *lejía es muy crasa.* Con esto se ve, dijo Robignet cuantas ideas falsas se forman por falta de conocimientos positivos. Comparar una lejía con una substancia aceitosa, es un error de los mas crasos, porque es ir á buscar analojía entre las cosas mas opuestas. Es muy sabido que los alcalís se combinan con los aceites y las grasas para convertirlas en jabones, destruyendo sus primeras propiedades. Si una lejía parece untuosa al tacto, es porque corroe la piel y la convierte tambien en una especie de jabon.

No me extenderé mas sobre la teoría de la causticidad, concluiré sentando esta proposicion. *Es preciso que los alcalis sean cáusticos, esto es, descarbonatados para que puedan ser útiles para el blanqueo ó desengrasasamiento, y para la fabricacion de jabones.*

La *potasa* y la *sosa* de los químicos se diferencian segun lo anteriormente expuesto, de los productos que llevan estos mismos nombres en el comercio, puesto que

aquellos no están combinados con el ácido carbónico. Pero no deben considerarse sin embargo como óxidos de potasio y de sodio puros. Mr. D' Arcet ha demostrado desde 1808 que están formados de estos óxidos y del agua, en proporciones determinadas, que la potasa cáustica está formada de

Protóxido de potasio. .	84	= 100.
Agua.	16	

Y la sosa cáustica, de

Protóxido de sodio. . .	77,66	= 100.
Agua.	22,34	

Dichos óxidos pues son *hidratos* de potasa y de sosa, y no puede quitarseles del todo el agua con el mas elevado calor. Cuando son sólidos y puros, están en pedazos blancos y opacos, corroen y destruyen de repente los tejidos animales, por esto poniendo un pequeño pedazo sobre la lengua, esta se cauteriza fuertemente. Esta accion desorganizante se debe atribuir al uso de ellos para cauterizar; y siendo principalmente la potasa la que se emplea para este objeto, ha tomado el nombre de *piedra de cauterio*. Bohcraave expresa en sus *elementos de química*, que habiendo caido un desgraciado trabajador en una caldera de lejía cáustica de potasa, en poco tiempo fueron destruidos sus músculos y sus nervios, quedando tan solo los huesos.

Luego que los hidratos de potasa y de sosa están en contacto con el aire, absorven rápidamente el ácido carbónico, y de repente pierden su causticidad, y al mismo tiempo el hidrato de potasa se humedece y se vuelve delicuescente, al paso que el hidrato de sosa se seca y eflorece. Estos caractéres opuestos dan lugar á distinguirlos, y es preciso conservarlos fuera del contacto del aire. Es preciso tomar las mismas precauciones con las lejías cáusticas de las fábricas, las que ordinariamente señalan 36° al Areómetro.

Gay-Lusac y Thenard fueron los primeros, que haciendo obrar el hierro sobre estos hidratos á una muy elevada temperatura, obtuvieron en 1808 el potasio y el sodio en suficiente cantidad, para poderlos estudiar extensamete. El procedimiento de estos dos químicos en la extracion de estos metales se ha continuado durante mucho tiempo en los laboratorios. Despues de algunos años ha sido reemplazado por el que Curaudau indicó en el mismo año perfeccionado por Mr. Brunner. Este consiste en calcinar al color rojo blanco en una retorta de hierro, una mezcla de carbonato de potasa ó de sosa y de carbon. El potasio y el sodio quedan extraidos y sus vapores se condensan en un recipiente que contiene aceite de nafta.

Como la estraccion del potasio y el sodio, es muy difícil y poco productible, pues que 100 gramas de alcalí solo producen de 25 á 30 gramas de metal, estos metales son siempre de elevado precio, lo que es sensible porque podrian ser muy útiles en razon de la enérgica accion que ejercen sobre todos los compuestos. Su afinidad con el oxígeno es tan fuerte que descomponen casi todos los compuestos oxígenados, los óxidos, los ácidos, las sales y las substancias orgánicas. Con ellos se han podido separar muchos cuerpos simples que estaban intimamente combinados, y que hasta entonces se habian resistido á todos los procedimientos ordinarios de descomposicion. Asi despues del descubrimiento del potasio y del sodio, se han obtenido puros, el *boro*, el *silicio*, el *circono*, el *glusino*, el *hitrio*, el *aluminio*, y *el magnesio*.

Los químicos emplean con preferecia muy á menudo como reactivos los hidratos de potasa y de sosa, que igualmente son muy útiles para las artes industriales. Mr. Payen hace poco ha hecho una aplicacion muy importante de las soluciones alcalinas para conservar el pulimento á los metales.

Es bien sabido con que facilidad el hierro y el acero se cubren de horin al contacto del aire. Esta oxidacion que por mil medios se ha ensayado evitar, desespera á los artis-

tas y trabajadores que elaboran y emplean estos metales.

Mr. Payen ha demostrado que manteniendo estos metales sumergidos en una ligera disolucion de potasa, de sosa, de carbonatos alcalínos de estas bases, de amoniaco, ó de cal estaban preservados de toda alteracion. Esta influencia de la alcalinidad hasta entonces desconocida, obra igualmente aunque las soluciones alcalínas empleadas, sean débiles. El modo de obtener este resultado con la mayor certeza para la conservacion de los objetos de hierro y acero, es de mantenerlos sumergidos en un líquido compuesto de una parte de potasa y con 500 partes de agua, colocandolos dentro vasos de hierro, de plomo en mazoneria, ó madera.

Cuando no sea posible sumergirlos, se les podrá cubrir con una capa alcalina. Habiendo Mr. Payen inspisado una disolucion de potasa débil, de un volúmen de potasa y dos volúmenes de agua con goma tragacanto, y cubierto un cañon de fusil recientemente pulimentado, con una capa superficial de esta pasta, ha observado que colocado este cañon dentro una gruta, junto con otro sin la capa preservativa, conservaba aquel largo tiempo su brillo metálico, cuando este último estaba del todo atacado de orin.

Véase pues completamente resuelto el problema tan difícil de la conservacion de los utensilios é instrumentos metálicos.

Facilmente pueden preveerse todas las felices consecuencias de este descubrimiento de Mr. Payen á favor de la industria y economía doméstica, principalmente sobre los utensilios de hierro y de acero.

Existen dos especies de carbonatos de potasa y de sosa, muy diferentes de los que acabamos de describir, y son unas sales que los químicos llaman *bicarbonatos y sesquicarbonatos*. Los primeros contienen, como su nombre lo indica, el doble de ácido carbónico que los carbonatos neutros, los segundos contienen una vez y media mas.

Se obtienen los bicarbonatos haciendo pasar una corriente de gas ácido carbónico por una solucion de los carbona-

tos ordinarios, hasta que queden saturados lo mayor posible. Despues de formados se precipitan en cristales por razon de su menor solubilidad.

El bicarbonato de sosa que se halla en muchas fuentes naturales, principalmente en las de Vichi y de Mondore en Aubernia, se emplea con buen resultado para la curacion del mal de piedra. Mr. D' Arcet lo ha indicado como escelente digestivo en tablitas que se venden en abundancia en las boticas, con el nombre de *pastillas digestivas de D' Arcet* ó de Vichi. Una ó dos de estas pastillas son suficientes para restablecer perfectamente una mala digestion, y cuando se toman antes de la comida disponen el estomago á digerir los alimentos, que sin ellas trastornarian sus funciones.

Se halla disuelta en las aguas de muchos lagos de Egipto, de Ungria, del Asia, de la Persia, de Tivet, de Venezuela y en la América meridional, una sal alcalina, que los antiguos dieron el nombre de *natron* ó de *nitrum*, la que es un verdadero *sesquicarbonato de sosa.* Cuando los lagos se secan durante la estacion del calor, el natron se deja ver en blancas eflorescencias en su fondo. La coleccion se hace en el dia en Egipto y en el interior del Africa, y es transportada á Marsella en masas salinas de un blanco amarillo, de un sabor á un mismo tiempo salado y alcalino, y mezclado con abundante cantidad de sal marina.

Este natron fué anteriormente mucho mas empleado que en el dia. Los antiguos que no conocieron otro carbonato de sosa, lo empleaban para la fabricacion del vidrio y de las lejías. En el dia se emplea en Marsella para la fabricacion de jabones duros. En Egipto lo mezclan con el tabaco de polvo para darle mayor fuerza, y cuando en este pais practicaban el arte de embalsamar, el natron se empleaba para salar los cadáveres y cooperar á su conservacion. Los indios de Venezuela lo mascan con el tabaco para promover la salibacion.

Se halla tambien en ciertos lagos de la India, inmediato á las montañas de Tiber una sal de sosa que presta innu-

merables servicios, que los árabes la llamaron *Baurach*, de donde tomó el nombre de *Borax* el que se ha conservado hasta ahora. Se cree que Plinio llamó *Crisocolla* á esta substancia salina por la propiedad que le reconoció de soldar el oro con los demas metales.

Esta sal consta de sosa, y un ácido particular que Hombercli separó el primero en 1702, y que despues se ha hallado ser un compuesto de oxígeno y de boro, por lo que se llama *ácido bórico* y en lo sucesivo el borax ha tomado el nombre de *borato de sosa*.

El borax nos llega de las Indias en pequeños cristales aglomerados de un amarillo verdoso, cubiertos con una capa térrea é impregnada de una substancia crasa jabonosa, y le da un tacto craso, y untuoso, y es el borax bruto ó el trincal. En Europa se le refina y deja en el mayor estado de pureza.

El borax refinado está en cristales prismáticos voluminosos, de una fractura vidriosa y medio transparente, ligeramente eflorescentes, de un sabor muy poco alcalino y dulce. El agua les disuelve con facilidad y la solucion enverdece ligeramente el jarabe de violetas.

Se funden sobre el calor rojo en un líquido limpio, que por el enfriamiento se solidifica en un vidrio sin color y transparente, con la propiedad de facilitar la fusion y disolucion de los óxidos metálicos, colorandose de diferente manera segun la naturaleza de los óxidos, lo que hace sea empleado con ventaja en la analísis de los minerales. Así

El óxido	de manganeso le colora en	violado ó azul, segun su cantidad.
	de hierro. .	verde botella ó amarillo.
	de cobalto. .	azul violeta muy intenso.
	de nikel. . .	verde de esmeralda claro.
	de cromo. .	verde de esmeralda intenso.
	de antimonio.	amarillo.
	de cobre. .	verde claro.
	de estaño. .	le da aspecto de ópalo.

Por consiguiente cuando se quiere saber cual es el óxido que se halla contenido en un mineral, se funde este con

el vidrio de borax sobre un carbon, con la ayuda del soplete, y se hace ver el color que ha tomado este vidrio.

Es precisamente en razon de la propiedad, que tiene el borax de disolver los óxidos metálicos, que se le emplea entre los plateros y joyeros para soldar los metales entre sí. Por ejemplo cuando se quiere soldar dos piezas de cobre, se cortan, se las cubre con limaduras de soldadura, y con polvos de borax calcinado, y se calienta el todo hasta que la soldadura empieza á fundirse, y en este estado la soldadura se alea con las piezas metálicas y las une, pero es preciso que tanto ella, como las piezas sean muy limpias esto es brillantes y no oxidadas, y por esta razon se hace uso del borax porque disuelve el óxido que podria haberse formado, ó porque cubriendo el metal, le priva el ser oxidado por el aire.

Los cerrajeros y caldereros lo emplean con el mismo objeto para estañar y soldar el hierro batido y fundido.

En los ensayos *decimásticos* se emplea para facilitar la reduccion de los óxidos metálicos, y en las vidrierias para acelerar la fundicion de las substancias contenidas en los morteros. Es tambien útil para la preparacion de *lextras* de algunos vidrios ó esmaltes, y en general de los colores empleados sobre el vidrio ó la porcelana.

En los laboratorios se emplea para obtener el *ácido bórico*, disolviendo el borax con el agua hirviendo, filtrando la solucion y añadiendole despues un ligero exceso de ácido nítrico. Este se une con la sosa y deja libre el ácido bórico el que se precipita por el enfriamiento en hermosas escamas de un brillo encarnado, las que se purifican labandolas con agua pura.

Este ácido tiene poco sabor y enrojece ligeramente el tornasol, no es muy soluble en el agua, y tiene muy poca afinidad con las bases. Es mas soluble en el espíritu de vino, al que le comunica la propiedad de arder con una llama de un hermoso color verde. Es indescomponible por el fuego, al paso que es muy fusible.

Se halla cuando libre en las aguas de muchos *lagos* de Toscana. Estos lagos son montones cenagosos que los vapo-

res acuosos, saliendo de la tierra levantan á menudo con gran ruido mas ó menos violento. Estos vapores están cargados de ácido bórico y de ácido hidro sulfúrico, de betun y de algunas sales que se condensan en medio del fango, y depositan todas las substancias que arrastran con ellas. Estos lagos son explotados regularmente de algunos años á esta parte, y actualmente nos proporcionan abundante cantidad de ácido bórico, que emplean los franceses para la fabricacion del borax artificial, reemplazando casi en todas partes el borax de la India.

Finalmente la última sal de sosa, que es útil hacer conocer, es el *sulfato de sosa* que vulgarmente se llama *sal de Glaubero*, y que es muy empleada como purgante. Se recoge en muchas fuentes de *Lorraine* cuyas aguas le contienen en abundancia. Estas se evaporan y en su enfriamiento se agitan para impedir la cristalizacion y obtener de este modo hermosas y pequeñas agujas blancas y transparentes.

Se obtiene tambien por la descomposicion de la sal marina mediante el ácido sulfúrico, cuando se fabrica el ácido hidroclórico. El residuo de esta operacion era en otro tiempo tirado como inútil, y por esta razon se llamaba *Caput mortuum ó tierra condenada*. Glauber examinando este residuo obtuvo el sulfato de sosa en grandes prismas transparentes, la llamó *sal admirable* por la hermosura de sus cristales.

El sulfato de sosa es una de las sales mas solubles y mas eflorescentes, de un saber amargo bastante desagradable.

Tiene mucho uso en las artes químicas porque con el se prepara la sosa artificial como anteriormente se ha dicho. Gehlem químico suizo ha introducido su uso en las fábricas de vidrio de Alemania en lugar del carbonato de sosa, y desde 1826 se ha adoptado en Francia para la fabricacion de los vidrios de vidrieras.



Leccion décima octava.

CONTINUACION DE LOS COMPUESTOS METALICOS DE LA 1ª. SECCION.



SUMARIO.

De la sal marina. — Como se halla en la naturaleza. — Explotacion de las minas de sal Gemma, de las fuentes saladas, y agua del mar. — Composicion del agua del mar. — Procedimiento para convertir esta en agua dulce para el uso de las embarcaciones. — Del bromo. — Del nitrato de potasa. — De la pólvora. — Época de su descubrimiento. — Fuego Griego. — Analisis de los productos de la detonacion de la pólvora. — Pólvora de fusion. — Del clorato de potasa. — Pólvoras fulminantes. — Eslabones oxigenados.

Para concluir el estudio de los compuestos del sodio y del potasio, hablarémos del cloruro de sodio ó sal marina, y del nitrato y clorato de potasa, productos interesantes en la química.

DEL CLORURO DE SODIO.

El CLORURO DE SODIO es uno de los compuestos que tienen mas aplicaciones en la economía doméstica, en la medicina, en las artes industriales y en la agricultura. Aunque empleado como condimento desde las primeras edades del mundo, solo despues del tercio del siglo XVIII se empezó á conocer bien su naturaleza. Glauber reconoció que podia extraerse de él el ácido hidroclórico. Sthal publicó que su base era un alcalí y Duhaniel supo distinguirle de la potasa.

Llamado mucho tiempo *sal comun*, *sal de cocina*, *sal marina*, *sal de piedra*, *sal Gemma*, y despues *muriato*

é *hidroclorato de sosa;* despues del descubrimiento del cloro se le llama *cloruro de sodio.*

Es el cuerpo mas abundante, esparcido en la naturaleza en dos diferentes estados, á saber, en capas mas ó menos considerables en el interior de la tierra, y disuelto en ciertas aguas de lagos y fuentes saladas, y en las del mar.

Se encuentran minas de *sal Gemma* casi en todos los paises, pero las mas considerables son las de la Alemania meridional, Ungria, Polonia, Africa, Perú, y Chili.

Las mas célebres de Europa son las de Wieliczka y de Bochnia cerca de Cracovia, hasta la Moldavia por la parte septentrional de los montes Crapacks, y descubiertas á mediados del siglo XVIII en el reinado de Boleslas V Rey de Polonia. Casimiro el grande arregló su explotacion, y despues de esta época estas salinas fueron un inagotable manantial de riquezas para este pais. Su longitud es de mas de 1000 miliametros (200 leguas), su anchura es de algunas veces de 20 miliametros (40 leguas) y actualmente están explotadas á una profundidad mayor de 400 metros, y cerca 65 metros debajo del nivel del mar. Estas profundidades son una continuacion de extensos subterráneos, una inmensa ciudad con sus calles, plazas públicas, diferentes casas de campo para los mineros y sus familias, donde muchos centenares de ellas nacen y acaban sus dias. Hay tambien capillas para el uso del culto, y en las galerias las hay mas elevadas y mas anchas que iglesias. Hay perenes un grande número de luces donde su llama reflejada de todas partes sobre las paredes de sal, las presentan unas veces claras y brillantes como el cristal, y otras reflejando los mas bellos colores, presentando un hermoso golpe de vista.

La cantidad de sal que desde su descubrimiento se ha sacado, segun consta en los Archivos, asciende á mas de seis cientos millones de quintales. La primera capa de sal pura está cerca de 300 metros debajo de la superficie del terreno.

La explotacion de las minas de sal gemma, se hace como en las cauteras de cal, se arrancan masas mas ó menos

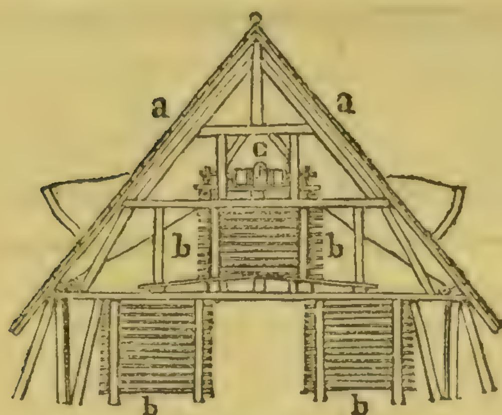
considerables, que se expenden luego para el comercio. Cuando la sal es impura se la disuelve y se hace cristalizar. Muchas veces se deja algunos dias el agua en las galerias de las minas, y cuando está saturada de sal, se extrae por medio de bombas, y se la hace evaporar para obtener el producto sólido.

Generalmente la sal Gemma tiene un color amarillo, ó obscuro rojizo y algunas veces violaceo, otras azul, ó verde que le han comunicado las arcillas y los óxidos de hierro ó de manganeso.

Los lagos salados son comunes en África, en Asia, y en Ungria. Sus aguas tienen un color rojizo, y despiden casi siempre un olor bituminoso.

Las fuentes saladas se hallan en casi todos los paises. La sal marina está siempre unida con otras sales, y principalmente con los sulfatos de cal y de magnesia. Estas sin duda provienen de terrenos salados, que á su tránsito han disuelto, y es tal la circulacion de las aguas en el interior del globo, que las mas saladas pueden hallarse á mayor distancia del parage en que disuelven la sal Gemma. Estas fuentes se hallan muy esparcidas en toda la Alemania, y se conocen en Francia las de Dieuze, de Moyembic y muchisímas otras.

Cuando estas son bastante abundantes en sal marina, inmediatamente se las hace evaporar en grandes calderas de hierro cuadradas poco hondas y muy anchas. Cuando solo contienen algunas centesimas de sales se las expone á una evaporacion espontánea, dejandolas caer sobre grandes montones de mimbres muy altos, colocados debajo de cubiertos con los lados no cerrados.



aa techo del cubierto. *bbbb* haces de troncos sobre los cuales el agua salada se escurre. *c* canal que conduce el agua salada y la vierte continuamente sobre los haces.

Las aguas traspasando los haces se dividen hasta el infinito presentando abundante superficie para la evaporacion, y reuniendose mas concentradas en depósitos inferiores, de donde se les dirije una segunda y tercera vez sobre los haces, hasta que marquen cerca 25° en el areometro de Baumé. Entonces se termina su concentracion en las calderas de hierro, ó bien como se practica en *Moutiers* en *la Tarentaise*, dejandola correr á lo largo de cuerdas colgantes debajo de cubiertos. La sal cristaliza sobre estas cuerdas que ofrecen una inmensa superficie evaporante. Cuando están cubiertas de una costra de sal de cierto espesor, se limpian para empezar de nuevo.

Los cubiertos de que acabamos de hablar, se llaman *edificios de graduacion*.

Las aguas del mar se diferencian esencialmente de las demas especies de aguas naturales, por sus caractéres físicos que poseen, en razon de su constitucion química particular. Tienen un sabor salado, un poco amargo y nauseabundo; y las inmediatas á las costas, un olor desagradable y ademas de cierta viscosidad, tienen tambien en disolucion cierta cantidad de sales que varia de 3 á 4 p. 100 de peso del agua, y del que forman la mayor parte el cloruro de sodio, aunque jamas escede de 3 p. 100.

Hé aquí la composicion de las aguas del mar.

SUBSTANCIAS EN DISOLUCION EN 1000 GRAMAS DE AGUA.	AGUA DEL MEDITERRÁNEO A DOS LEGUAS DE LAS COSTAS DE MARSELLA.	AGUA DE LA MANCHA.
Cloruro de sodio. . .	27,22	25,10
— de magnesio. .	6,14	3,50
Sulfato de magnesia. .	7,02	5,78
— de cal. . . .	0,15	0,15
Carbonato de magnesia. .	0,19	0,20
— de cal . . .	0,01	
Ácido carbónico. . . .	0,20	0,23
Potasa.	0,01	»
Substancia extractiva. .	partículas.	»
Ioduro de potasio. . .	cantidad indeterminada.	»
Bromuro de magnesio. .	Idem.	»

La densidad y la salubridad de las aguas del mar varian muy poco, y los experimentos de Gay-Lusac y Despretz desmienten la opinion admitida hasta ahora, que las aguas del mar son mas saladas en el ecuador que en los polos.

El agua del mar no sirve para bebida y otros usos de la vida, en efecto no puede cocer las legumbres ni las carnes, no disuelve el jabon, al contrario lo descompone, asi todas las embarcaciones hacen provision de agua dulce para su uso. Se han buscado los medios para hacer potable el agua del mar, y se ha dado la preferencia al de la destilacion, que fué el primero que se ensayó.

El capitan Freycinet, en su viaje al rededor del mundo, se procuró buena agua para su uso, destilando la del mar, y dejandola despues por espacio de quince ó veinte dias al contacto del aire, la que perdió poco á poco su sabor desagradable y quedó igual al agua de rio.

MM. Freycinet y Clement construyeron un pequeño alambique destinado á la marinería de valor de 2000 francos, con el que se destilan mil litros de agua en veinte y cuatro horas. Despues de calculado el litro de agua destilada con este

aparato, solo cuesta un centimo. Su adopcion á bordo de las embarcaciones supliria la provision de agua dulce que mantienen dentro cajas de hierro, y por consiguiente utilizarian á lo menos 4/5 de local ocupado por el agua embarcada. Estas ventajas podrian decidir dicha adopcion á los proveedores para sacar ventaja de los felices experimentos de Mr. Freycinet.

Hé aquí como se extrae la sal marina de las aguas del mar. En el oeste y medio dia de la Francia, á las orillas del océano en el departamento de la Charenta inferior y en las costas del Mediterráneo, en los departamentos de Heraul y bocas del Ródano se hace llegar el agua del mar á unas espaciosas balsas practicadas en la playa, y tapizadas de arcilla. Estas balsas llamadas *saladares* tienen inmensa superficie, por lo que el agua que corre sufre una evaporacion muy rápida, y da pronto sal cristalizada. Cuando hay mucha cantidad, se saca de los bordes de las balsas, en donde se hacen *montones* cónicos que se cubren de paja, y permanecen en este estado muchos meses. La sal se escurre, despojandose de los cuerpos delicuescentes, como los cloruros de calcio y de magnesio, y despues de seca se expende en el comercio. Esta *sal es de color gris*, cuyo color proviene de una corta cantidad de arcilla procedente de las paredes de las balsas.

Esta sal gris ademas de las substancias térreas que la coloran, contiene siempre sales estrañas como sulfatos y cloruros de cal y de magnesia, los que le comunican un sabor ligeramente amargo, y la propiedad de humedecerse al contacto del aire.

La *sal blanca* del comercio, es la gris disuelta en caliente, y despues filtrada y concentrada, y puesta en barreños, precipita una sal que se saca con espumaderas, y se deja escurrir y secar. Esta purificacion le quita las substancias insolubles que la coloran. Las sales estrañas que quedan, son en corta cantidad para poder perjudicar las diferentes aplicaciones que se hacen del cloruro de sodio.

Media la preocupacion acerca la sal blanca, de que sala me-

nos que la gris. Este error que conviene destruir, procede sin duda de que la gris en razon de las sales magnesiadas que contiene, es de un sabor amargo que se hace mas sensible en sus disoluciones que el sabor salado. Prescindiendo de este sabor estraño, la sal blanca tomada bajo un mismo peso y estado de sequedad, da á las viandas un sabor salado mas marcado que la sal gris, pues que esta contiene sales térreas que ocupan el lugar de una cantidad igual de sal pura.

Lo mismo sucede con el azúcar en súcio, comparado con el refinado, que el vulgo cree que el súcio dulcifica mas que el segundo, como si las substancias estrañas que contiene no produjesen un efecto todo contrario. La razon natural convence que cualquiera substancia en su estado de pureza, debe presentar á un mayor grado las propiedades que le caracterizan, que cuando está alterada por otras substancias inertes.

El cloruro de sodio en su estado de pureza, es inodoro, tiene un sabor salado, un poco picante, pero fresco y sin gusto desagradable, por lo que es empleado para sazonar las viandas, y se da á los animales golosos. Cristaliza en cubos blancos, translucidos, que solo contienen agua de interposicion, y arrojados sobre ascuas encendidas decrepitan.

El agua fria disuelve casi tanta cantidad como el agua caliente. Su disolucion saturada hierve á 109° y solo se hiela bajo cero. Esta circuntancia debida á la grande afinidad de la sal con el agua, explica porque el agua del mar conserva su liquidez, mientras que la de los rios se hiela.

Al calor rojo sufre la fusion ignea, y se volatiliza en vapores blancos al aire libre. Se han valido de estas propiedades para barnizar las piezas de alfarería y de loza, echando al último de su coccion dentro del horno sal marina, que de repente se volatiliza y se pega en polvo fino á las superficies de las diferentes vasijas en donde se descompone bajo la influencia de la arcilla. El agua en vapor esparcida dentro del horno, obrando sobre la sal, la convierte en ácido hidroclórico, que se desprende, y en sosa que forma con la silice y la alumina de las vasijas un engrudo vidrioso su-

perficial y muy adherente. Los hermanos Ellers inventaron este procedimiento de barnizar en el año 1690.

Atendido á que las aplicaciones de la sal marina son tan numerosas, que seria preciso un volúmen para esponerlas, no manifestaré las diferentes circunstancias en que debe emplearse, preferiré dar á conocer uno de los cuerpos que la acompañan en el agua del mar, cuyo descubrimiento muy moderno ha hecho mucho ruido entre los sabios con el nombre de bromo.

Este elemento que solo se ha hallado en el agua del mar, en los vejetales y animales que viven en ella, y en muchas aguas minerales de los Pirineos Orientales y de Alemania, unido al magnesio, y algunas veces al potasio, fue descubierto en 1826 por Mr. Balard, químico de Montpeller, analizando las aguas madres de los saladeros.

El nombre de este metaloide derivado de la palabra griega (bromos) que significa *mal olor*, recuerda una de sus principales propiedades físicas por un olor hediondo que despide. Se obtiene en forma de un líquido rojo de jacinto intenso, que despide al aire vapores rojizos muy irritantes é irrespirables.

Su accion sobre los seres vivientes es muy enérgica. Tomado en la menor cantidad, causa numerosos accidentes, como los estornudos, dificultad en la respiracion, y dentro poco tiempo la muerte: una sola gota puesta en el pico de un pájaro, le mata de repente. Aplicado sobre la piel, la inflama, y ulcéra profundamente, tomando un color amarillo intenso. En resumen es uno de los mas fuertes é irritantes venenos.

Solo puede solidificarse á 20° bajo cero, y se gasifica á 45° de calor. Se disuelve en el agua y mejor en el alcohol y en el eter, colorandolos en amarillo rojizo. Descolora la tintura de tornasol y demas líquidos colorados.

Ademas tiene todas las otras propiedades del cloro y del iodo, y su lugar en la clasificacion metódica, está entre estos dos metaloides. Esta igualdad de propiedades, comun entre estas tres substancias, luego del descubrimiento del bromo

habia hecho creer que era un cloruro de iodo, pero esta idea se disipó luego que el bromo se sugetó á todos los experimentos, en los que obró como un principio elementar.

Hasta ahora este cuerpo no tiene aplicacion alguna. Empieza á ensayarse la accion de los bromuros de potasio y de sodio para la curacion de las enfermedades escrofulosas.

El potasio uniendose con el bromo, desprende tanta abundancia de calor y de luz, que resulta una detonacion bastante fuerte para romper los vasos de vidrio donde se verifica, y arrojar á lo lejos el resultado de la combinacion.

DEL NITRATO DE POTASA.

Aunque parece ser muy cierto que el NITRATO DE POTASA fue conocido en el oriente desde la mas remota antigüedad, no obstante su existencia no se ha publicado en los pueblos europeos, sino en la edad media. El alquimista Rojer Bacon nacido en Ilaester en el condado de Sommercet en 1214, fué el primero que habló de él con el nombre de *nitro*. Mucho tiempo se ha llamado y se llama aun *sal de nitro y salitre*.

Se encuentra en muchos y diferentes puntos, como en la superficie de llanuras ó rocas calcáreas en blancas eflorescencias, de un sabor picante y un poco amargo. Se forma á cada momento en los lugares expuestos á emanaciones de animales, y en donde existen á un mismo tiempo bases salificables como la cal, la potasa, ó la magnesia. Por consiguiente se halla en todos los lugares habitados bajos, sombrios y húmedos, en las cocheras, cuadras, cuevas, sobre los muros de las habitaciones hasta la altura donde estas pueden mantenerse húmedas, porque la humedad es una de las condiciones de su formacion. En efecto no se halla en los cuartos segundos de las casas. Se halla tambien en el suelo de las bodegas, de las grutas y de las hosterias. Se hallan tambien nitratos en varios campos cultivados, y en todas las plantas que crecen cerca las murallas, como en la parietaria, en la mercurial, en las borrajas, en la buglosa, ó lengua de buey, y en la cicuta.

El nitrato de potasa constantemente va acompañado en diferentes circunstancias naturales con nitratos de cal y de magnesio. Estas sales diariamente se reproducen por la formacion del ácido nítrico, bajo la influencia de las bases alcalinas que se hallan en los materiales de construccion. Segun la opinion de algunos, son los dos elementos del aire que bajo esta poderosa influencia se reunen en proporciones necesarias á la formacion del ácido. Segun otros el azoe del ácido proviene de las substancias animales en putrefaccion que lo abandonan. Lo cierto es que en nuestros climas la *nitrificacion* se verifica tanto mejor, en cuanto las piedras calizas contienen mayor cantidad de substancias animales en descomposicion, y fundandose en estos principios se han establecido en Francia, en Prusia y en Suecia las salitrerías artificiales.

En los paises donde las tierras son naturalmente salitrosas y contienen mucho nitrato de potasa, como en las Indias, Bengala, Isla de Ceylan, Egipto, España, etc, la extraccion de esta sal es muy sencilla, pues que solo consiste en legiar estas tierras y por su concentracion se obtiene inmediatamente el nitro cristalizado. Los ingleses recojen en las Indias una cantidad tan abundante de nitro, que no solamente abastecen sus manufacturas, sino que aun pueden venderlo á los estranjeros á un bajo precio. El *salitre de la India* está en pequeñas agujas cristalinas de color blanco gris.

En Francia y en los demas puntos de Europa, donde las argamasas demolidas y demas materiales salitrosos solo contienen una muy corta cantidad de nitrato de potasa, y al contrario nitratos de cal y de magnesia en abundancia, la fabricacion del salitre es una operacion muy complicada. Es preciso despues de lejiar estas argamasas, convertir en salitre los nitratos térreos que están disueltos por medio de la potasa del comercio; separar en cuanto se pueda las sales estrañas, concentrar para obtener el nitro bruto, y sujetar este á diferentes purificaciones. La refinacion del nitro bruto, se fabrica en los talleres del Gobierno quien se ha reservado el privilegio exclusivo.

El *nitro ó salitre refinado*, está en masas blancas formadas como el azúcar en pan por la aglomeracion de particulas granujientas, cristalinas y con poca adhesion entre sí, lo que depende de una cristalizacion confusa, pero puede obtenerse esta sal en forma de cristales regulares, en agujas ó prismas medio transparentes, inalterables al aire y fáciles de romperse.

La facilidad con que el nitrato de potasa se descompone y cede el oxígeno de su ácido, le constituye un agente muy útil para oxigenar la mayor parte de los cuerpos combustibles.

Arrojado sobre carbones incandescentes, chispea, se funde ó deflagra avivando la combustion, y en este caso el oxígeno del ácido nítrico obra sobre los carbones formando ácido carbónico.

Una mezcla de tres partes de nitro y una parte de carbon en polvo, arrojada sobre una cuchara de hierro incandescente, deflagra violentamente y aun detona cuando se emplea una cantidad un poco considerable. El residuo es un carbonato de potasa al que los alquimistas le dieron el nombre impropio de *nitro fijo por los carbones.*

Dos partes de nitro y una de azúfre, arden con una luz tan brillante que apenas se puede mirar. El residuo es sulfato de potasa, que en otro tiempo se llamaba *sal policresta de Glaser* nombre del químico que la descubrió. Mezclado con los metales en polvo los convierte en óxidos mediante la calcinacion practicada en crisoles rojos. Convierte los súlfuros metálicos en sulfatos, los fosfuros en fosfatos, etc.

Pulverizando el nitro con un tercio de azúfre y dos tercios de potasa del comercio, se forma una mezcla que detona considerablemente cuando está ligeramente calentada. Este resultado se debe á la formacion instantánea de una abundante cantidad de gas, que toma de repente una fuerte expansion, y se da á esta mezcla el nombre de *pólvora fulminante por el calor.*

La pólvora es una mezcla de diferentes cantidades de nitrato de potasa bien refinado, de azúfre destilado y carbon

ligero poco calcinado. La mayor parte de los historiadores valiendonos de la autoridad de Polidoro Virgilio, atribuyen la invencion de este terrible compuesto á un fraile aleman, llamado Bertoldo Schwartz del siglo XIV, pero es un error, porque es bien cierto que el célebre Roger Bacon, que murió en 1292, tuvo conocimiento de la pólvora.

Las proporciones de los tres principios que componen la pólvora, varian segun los paises y segun sus usos, como lo manifiesta la siguiente tabla.

NOMBRES DE LAS PÓLVORAS.		COMPOSICION DE 100 PARTES.		
		NITRO.	CARBON.	AZÚFRE.
Pólvora	de caza francesa.	78	12	10
	de guerra francesa	75	12,50	12,50
	de mina francesa.	65	15	20
	dicha inglesa.	76	15	9
	de Basilea.	76	14	10
	de Holanda.	70	16	14
	de Suecia.	75	9	16
	de Prusia.	75	12,50	12,50
	de la China.	61,14	25	15,58

La preparacion de la pólvora se reduce á un corto número de operaciones muy sencillas, cuya sucinta exposicion es la siguiente. Se pulverizan separadamente las substancias, despues se trituran juntas en morteros por medio de manos añadiendo una determinada cantidad de agua. Despues de catorce horas la pólvora mezclada y comprimida está en forma de tortas húmedas llamadas galletas, que se dejan secar 48 horas, y luego se hacen pasar por tres cedazos cuyos agujeros van disminuyendo de diámetro para reducirla á granos. La pólvora de caza despues se alisa, esto es se le rompen las asperidades de los granos meneandola durante ocho, ó doce horas, dentro barriles convenientemente arreglados. En seguida se deja secar al aire libre, ó mejor aun

sobre telas, introduciendo en los aposentos, donde está la pólvora, corrientes de aire á la temperatura de 90° poco mas ó menos.

Para evitar las explosiones que á veces suceden durante el traqueo de la pólvora, se trabaja actualmente la mezcla de las substancias en toneles, que contienen balas de metal, y á los que se les dá un movimiento de rotacion por espacio de dos horas. En seguida se reduce la mezcla en galletas por medio de una prensa hidráulica, y en lo demas se sigue como se ha dicho.

Durante la revolucion de 1793, en cuya época catorce ejércitos necesitaban la fabricacion de enorme cantidad de pólvora, el mecanismo que entonces se seguia era tan rápido, que seis horas de tiempo eran suficientes para convertir las primeras substancias en pólvora. Pero esta no era de muy buena calidad.

Los experimentos han demostrado que una mezcla de nitro y de carbon componen una pólvora que arroja el proyectil á una distancia suficiente, al paso que la mezcla del nitro y del azúfre no produce ningun efecto. Es solamente debido al carbon, el que los dos otros principios de la pólvora pueden detonar. El carbon y el nitro producen mucho gas, pero el azúfre es tambien necesario, porque aviva mas la combustion, y oponiendose á la fijacion de una parte del ácido carbónico desprendido por la detonacion, y que sin él se uniria con la potasa abandonada por el ácido nítrico, contribuye al efecto dinámico. Por esto el azúfre da á la pólvora su inalterabilidad, y la facultad de endurecerse por la trituracion, y por consiguiente granearse mejor.

El graneo que se da á la pólvora, influye mucho sobre su detonacion. La pólvora graneada arde instantáneamente; reducida en polvo y amasada en pedazos compactos, solo se inflama succesivamente, y produce un fuego continuado, por consiguiente no sin graves motivos se le da la figura de granos. En efecto cuando un grano se enciende, su llama introduciendose en los interticios de los demas, arroja toda la masa en muy corto tiempo, lo que no puede suceder en

una substancia compacta ó en polvo fino, donde el fuego solo se propaga por capas. Cuanto mas finos y regulares sean los granos de la pólvora, detonará mas pronto y será mayor su efecto dinámico.

Los productos de la detonacion de la pólvora son muchísimos, unos son sólidos, y otros gaseosos. (Véase la siguiente tabla.)

NOMBRES DE LOS PRODUCTOS.		ACCION QUE LOS PRODUCE.
Productos gaseosos:	Mucho gas ácido carbónico. — gas azoe. — Un poco de gas óxido de carbono.	reaccion del carbon sobre el ácido nítrico del nitro.
	— de sulfuro de carbono.	reaccion del azufre sobre el carbon
	— de carbonato de amoníaco. — de vapor de agua. — de hidrógeno carbonado	reaccion del hidrógeno contenido en el carbon sobre el azoe y el oxígeno del ácido, y sobre el carbon.
Productos sólidos:	Sulfato de potasa. — Sulfuro de potasio.	reaccion del azufre sobre la potasa del nitro.
	Un poco de carbonato de potasa	resultado de la union de una parte del ácido carbónico formado, con un poco de potasa del nitro descompuesto.
	Muy poco carbon.	

Cuando la pólvora produce un fuego continuado, forma ademas del azoe, abundancia del deutóxido de azoe.

Segun MM. Taillefert y Colin el gas que despide y el olor que esparce son debidos al sulfuro de carbono, y no hay desprendimiento de hidrógeno sulfurado como generalmente se ha creido.

Los productos principales de la fuerte detonacion de la pólvora son el gas carbónico, el gas azoe y el sulfuro de potasio. Los demas gases y substancias sólidas que se forman en pequeña cantidad, provienen de algunas circunstancias accidentales, como son la presencia del hidrógeno en el carbon, la humedad de la pólvora, la variacion en las proporciones causadas por la alteracion de la pólvora, la diferente

temperatura en el momento de la explosion, la presencia del aire, etc. Muchos químicos han demostrado con sus analísis y experimentos, que las proporciones que se han seguido desde muchos siglos para la preparacion de la pólvora de guerra francesa, es tal como lo indica la teoría.

Mr. Brianchon capitan, ha sentado 1º que un litro de pólvora que pesa 900 dracmas, produce en su combustion 400 litros de gas; 2º que la temperatura que causa la combustion de la pólvora, asciende á 2400 grados; 3º que segun estas valuaciones y en esta temperatura, los 400 litros de gas deben ocupar un espacio de 4000 litros; de suerte que el volúmen de la pólvora es al de los fluidos elásticos que desenvuelve durante su combustion, como uno es á 400.

Es pues ese tránsito repentino de los principios de la pólvora del estado sólido al estado gaseoso, y la expansion considerable de los gases que forma, lo que produce en el acto de la detonacion de la pólvora, una fuerza tan activa que obra sobre el proyectil colocado delante de esta, y que le arroja con tanta mayor rapidez cuanto mas instantánea y completa verifica la formacion de los gases, antes de la salida del proyectil del cañon. En efecto bien se ve que los gases que salen despues que el proyectil es arrojado no tienen accion alguna á su proyeccion y son del todo perdidas.

Con el nombre de pólvora de fusion se conoce una mezcla de nitro, de azúfre y serrin de madera, que se emplea para destruir las piezas metálicas muy recias, compuesta de las proporciones siguientes.

Nitrato de potasa.	5 partes.
Azúfre.	1
Serrin de madera.	1

Cuando se cubre una pieza metálica con esta pólvora y se inflama, el metal no tarda á fundirse, cuyo efecto es debido á la rápidez de la combustion, y á la transformacion del metal en sulfuro mucho mas fusible. Si se coloca en una cáscara de nuez una pequeña pieza de plata y pólvora de fusion, la pieza se fundirá antes que la cáscara de nuez sea quemada.

Esta pólvora de fusion fué muy usada por los químicos del último siglo, llamado largo tiempo fundente de Beaume.

El nitrato de potasa forma tambien parte de todos los fuegos artificiales y de todas las composiciones incendiarias. Las mezcla con la que se componen lo cohetes á la congreve segun Mr. D' Arcet, consta de 53,5 de salitre y de 46,5 de betun, sebo ó grasa, azúfre y sulfuro de antimonio.

Se emplea tambien en las fábricas de productos químicos en una multitud de operaciones, á saber, en la preparacion del ácido nítrico, del ácido sulfúrico, de diferentes sales, y para la afinacion de ciertos metales. En las tintorerías y fábricas de pintados, repetidas veces se mezcla con el ácido hidroclórico para obtener las composiciones de estaño; es tambien empleado como corrosivo mezclandolo con otro ácido, que deja libre el que contiene. Finalmente la medicina lo suministra con mucha utilidad como diurético y refrescante, pero tomado á la dosis de 60 á 100 dracmas es un veneno.

DEL CLORATO DE POTASA.

El CLORATO DE POTASA es una sal de propiedades muy curiosas, del todo dependientes del ácido que la compone, descubierto en 1786 por el sabio Berthollet, quien le llamó *muriato sobre oxigenado de potasa*, pero no ha sido bien conocido hasta principios de 1814, en cuya época Mr. Gay-Lussac llegó á separar el ácido, al que le llamó *ácido clórico*.

El clorato de potasa se presenta en láminas ó pajitas muy brillantes, de un sabor fresco y un poco acerbo, é inalterable al contacto del aire. Es una de las sales mas fáciles de descomponer, en razon de la poca estabilidad de su ácido. Un ligero calor, el frote entre dos cuerpos duros y la percusion le convierten en cloruro de potasio y en oxígeno. Asi es que muchas veces se emplea en los laboratorios para obtener el gas oxígeno puro, calcinandole en una pequeña retorta de vidrio. Es por razon de la abundante cantidad de oxígeno que instantáneamente abandonan su ácido y su base, que el clorate arrojado sobre los carbo-

nes encendidos deflagra vivamente y aumenta muchísimo su combustion.

Mezclado con cuerpos combustibles como el azúfre, carbon y fósforo, metales pulverizados, súlfuros metálicos, con maderas resinosas, etc., forma pólvoras que se encienden y detonan con la mayor facilidad, ya sea por el calor, ya por la trituracion ó percusion mas ó menos fuerte. A estas mezclas se les ha dado el nombre de *pólvoras fulminantes por el choque.* Para componer estas pólvoras se mezclan con precaucion 3 partes de clorato de potasa y 1 parte de los cuerpos citados anteriormente. Sujetando solamente algunos granos de estas pólvoras á un choque fuerte y repentino en un mortero, ó sobre una ayunque, resulta una detonacion considerable causada por la rápida expansion de los compuestos gaseosos que se forman.

La pólvora obtenida con el clorato, el azúfre y el carbon, es una de las mezclas mas detonantes. Cuando se la tritura rápidamente en un almirez se suceden detonaciones que imitan los latigazos, y se ven relucir fuera del almirez llamas rojizas ó purpúreas muy hermosas.

Berthollet propuso substituir esta mezcla á la pólvora de cañon. La prueba se hizo en Essona en el mes de octubre de 1788, pero apenas el atacador conprimió las substancias, se verificó una terrible explosion, rompió el cañon y mató muchísimos trabajadores, y á Mr. Letors y Mª Chebrand que se lo miraban.

La fuerza de esta pólvora de clorato es mucho mas fuerte que la de toda otra pólvora, como se ha comprobado en París en el año 1793. El proyectil fue arrojado mucho mas léjos á carga igual y aun inferior, pero detona con tanta facilidad, que el movimiento de un carruage basta para producir este efecto, por consiguiente se desvanecieron las esperanzas de emplearla para las armas.

Los cebos de escopetas de piston han tenido por base el clorato de potasa, pero como se enmohecian prontamente las armas en razon del cloro que quedaba libre en el acto de la explosion se prepara actualmente con otro compuesto

y es el *mercurio fulminante* del que se hablará despues.

Cuando se echa ácido sulfúrico concentrado sobre el clorato de potasa, esta sal toma un color amarillo, despide gas amarillento pesado, fétido, que es el *ácido hidroclórico*. Cuando se verifica sobre una cantidad un poco crecida, la reaccion es tan fuerte que causa decrepitacion y detonacion, con algun riesgo.

Si la sal está de antemano mezclada con resina, azúfre ó serrin de madera, de repente se enciende con decrepitacion ó sin ella por el contacto del ácido. Esta inflamacion proviene de que el ácido sulfúrico, uniendose con la potasa, deja libre el ácido clórico, el que de repente cede su oxigeno á la substancia combustible.

Desde que fue conocida esta curiosa reaccion, no se tardó en aprovecharla para la construccion de eslabones que los llamaron *eslabones oxigenados*, verdaderamente ha sido una de las aplicaciones mas ingeniosas y mas lucrativas que se han sacado de los conocimientos químicos para nuestras necesidades diarias.

Al principio se preparaban los eslabones, pegando á la extremidad azufrada de pequeñas pajuelas, una mezcla de 30 partes de clorato de potasa, 10 de azúfre, y 8 de licopodio, reducido todo á pasta blanda con una ligera disolucion de goma arábiga, colorandola de rojo ó azul con un poco de cinabrio ó añil. Sumergiendo estas pajuelas dentro el ácido sulfúrico concentrado, este determina la inflamacion de la mezcla fulminante pegada á la pajuela, de suerte que inmediatamente queda encendida.

Pero despues de algunos años se han substituido á las pequeñas botellitas de ácido sulfúrico, que presentaban algunos inconvenientes, los naipes cubiertos de arena fina, entre los que se comprimen ligeramente las pajuelas, y sacandolas vivamente de entre los naipes, se encienden por el efecto del calor desprendido por el frote. La mezcla fulminante que contienen las pajuelas se hace mas inflamable añadiendole un poco de fósforo. Estos nuevos eslabones llamados *lucifers* han sido descubiertos por un inglés llamado Watt.

Hoy dia pasean nuestras calles expendedores ambulantes que venden *pajuelas químicas por el frote*, compuestas como las anteriores, y que con solo frotar vivamente contra la arena, que pegada cubre el fondo ó el sobre de la caja que las contiene, se encienden de repente.

La preparacion de las *pajuelas oxigenadas* ó químicas es muy peligrosa, sobre todo cuando en las fábricas se trabajan á la vez muchos quilógramos de substancias. Mr. Rochette jóven óbtico de París, uno de los primeros que fabricaron eslabones oxigenados para el comercio, estuvo á pique de perder la vida en una explosion de dichas mezclas, y sufrió una pérdida de mas de 1200 francos. Un droguero de la calle de los Lombardos, tuvo un mancebo muerto en una semejante operacion. Para disminuir estos fatales accidentes, los fabricantes de eslabones habian disminuido las proporciones del clorato de potasa, y las reemplazaban en parte con el nitro, pero como se ha introducido despues en la nueva mezcla cierta cantidad muy dividida de fósforo, las explosiones son aun mas formidables, por consiguiente nunca se tomarán demasiadas precauciones cuando se trate de unir estas substancias tan combustibles, que componen la mezcla fulminante.

La reaccion del ácido sulfúrico sobre el clorato de potasa permite hacer un experimento muy hermoso, como se va á demostrar. Se pone en un vaso de vidrio con pie una corta cantidad de agua, y el clorato de potasa en mayor cantidad de la que el agua puede disolver, y algunos pedacitos de fósforo: en seguida se introduce en el fondo del vaso el extremo mas estrecho de un pequeño embudo, por el que se hace caer ácido sulfúrico concentrado: en el momento que cae dentro la disolucion, se calienta, ataca la sal y el fósforo, y de repente produce muchísimas ráfagas de luz en medio del líquido. Este fenómeno causa espanto y admiracion á las personas que ignoran la causa de esta combustion, colocando con las otras substancias dentro del vaso pedazos pequeños de fósforo de calcio, se produce en su fondo ráfagas de fuego de un hermoso color verde de esmeralda, al mismo tiempo que

ráfagas amarillas salen encendidas á la superficie del líquido.

Estos experimentos que parecen juegos de niños, no son inútiles como algunos creen, pues sirven para mejor fijar en la memoria las primeras causas de todas estas reacciones químicas tan curiosas.

Se obtiene el clorato de potasa, haciendo pasar una corriente de cloro por una solucion concentrada de potasa de América. En este caso se forma cloruro de potasio muy soluble, y clorato de potasa poco soluble que se precipita en escamas cuando su proporcion en el líquido es abundante. Despues se lava con agua fria y se seca. Esta preparacion siendo muy larga y poco productiva, hace al clorato de potasa muy caro. La fabricacion de los eslabones oxigenados consume una grande cantidad.

Leccion décima nona.

DE LOS COMPUESTOS DE CALCIO.

SUMARIO.

De la cal viva ó cáustica. — Del carbonato de cal y sus variedades naturales como el espato de Islandia, mármoles, piedra litografica, piedras calizas, creta, tufos estalactitas, alabastro. — De la Litografia. — De los medios de reconocer las piedras heladas. — De las incrustaciones ó petrificaciones formadas por las aguas calcáreas. — Obtencion de la cal viva. — De las cales crasas, aridas, é hidráulicas y del cimento romano. — Del sulfato de cal. — Del alabastro blanco. — Fabricacion del yeso. — Usos de esta sal en las artes y en la agricultura. — Del estuco. — De las aguas Seletinosas. — Medio de purificarlas. — Inconvenientes de las aguas calcáreas para el uso de las calderas de vapor. — Clarificacion de las aguas alteradas por el alumbre.

Entre los compuestos minerales que el talento del hombre ha sabido emplear para sus necesidades, la cal, ó el *protó-*

xido de *calcio*, ocupa el primer lugar, porque ningun otro puede rivalizar con esta substancia por sus muchas é importantes aplicaciones.

Las propiedades útiles de la cal son conocidas desde el origen de las sociedades humanas, pues que ya fué la base de los argamasas y cimentos, con los cuales los antiguos sabieron dar á sus edificios la solidez que en el dia causa nuestra admiracion. Se empleó tambien para el blanqueo y fabricacion de las lejías cáusticas, pues que Theofraste hijo de un fabricante de paños de la isla de Lesbo, cuenta de un barco que sucumbio porque su cargamento de cal destinado al blanqueo fué accidentalmente impregnado de agua.

Este óxido jamas se halla puro en la naturaleza, siempre está combinado con diferentes ácidos, y principalmente con el carbónico, sulfúrico, fosfórico y silicico.

La cal separada de los ácidos, con los que naturalmente está unida, goza de la causticidad de los alcalís y de la accion destructiva de estos sobre el tejido animal, pero de repente los pierde cuando, esta expuesta al contacto del aire, absorviendo al mismo tiempo la húmedad y el ácido carbónico de este fluido. Se halla siempre en pedazos irregulares de un blanco gris.

Tiene tanta afinidad por el agua, que la absorve con rápidez calentandose considerablemente, se hiende con silvidos, aumenta mucho de volúmen, ó se amontona, y se reduce á polvo blanco y ligero, dejando su causticidad, y quedando al estado de hidrato. Los albañiles la llaman en este estado *cal apagada*. Durante la *extincion* de la cal la temperatura se eleva á lo menos á 300°, por efecto de la combinacion de aquella con el agua, y se observa una gran cantidad de vapores acuosos, que se desprenden con silvido de las hendiduras de la piedra, y cuando se hecha nueva cantidad de agua sobre los pedazos que no están del todo deshechos, parece que esta cae sobre carbones ardientes, ó sobre arena caliente. A menudo los caleros se valen de este calor considerable que produce la cal viva para encender pequeños hacecillos de substancias combustibles secas y ligeras.

La cal apagada ó hidratada desleida con abundante cantidad de agua, se llama vulgarmente *leche de cal.*

La cal cáustica es sensiblemente soluble en el agua, pero su hidrato lo es un poco mas, y es de notar que los dos son mas solubles en agua fria, que en agua caliente, cuya disolucion se llama agua de cal.

Se obtiene la cal cáustica, calcinando hasta rojo, el carbonato de cal natural. Antes de indicar como se practica esta calcinacion, es preciso hacer conocer esta sal tan abundante.

No solamente el carbonato de cal se halla abundantemente en el interior y en la superficie de la tierra, formando montañas enteras, y tambien cordilleras como los Pirineos el Jura, los Vosguers, los Apeninos, y gran parte de los Alpes, sino que existe tambien en todos los vejetales, compone casi enteramente la cáscara de los huevos de los pajaros, las costras del vuitre y la capa terrosa de los demas moluscos, las madre-poras, los corales y demas poliperos, etc.

Las diferentes figuras que afecta esta sal, los numerosos usos á que se destina ecsitan la curiosidad, y puede ser el objeto de un estudio tan extenso como agradable.

El célebre mineralogista Haüy ha descrito 154 variedades de carbonato de cal cristalizado, y ha calculado que era posible hallar muchísimos millares; todas estas figuras cristalinas muy diferentes derivan de un romboide obtuso. Los cristales romboidales blancos y transparentes conocidos con el nombre *espato de islandia*, presentan el carácter notable de una *doble refraccion.* Si se coloca un alfiler ó una linea negra detras de uno de estos dos cristales mirando, el objeto al través de las dos caras paralelas del romboide, se ven distintamente dos alfileres, ó dos lineas negras al lado una de la otra.

Muchas veces el carbonato calizo está en masas, cuyo tejido formado de pequeñas láminas cruzadas en todas direcciones, presenta un bosquejo de cristalizacion, y mas comunmente está en masas compactas de un tejido unido sin ninguna señal de cristalizacion. En el primer caso constituye

los *mármoles blancos* ó *estatuarios*, que esclusivamente emplean los escultores. El mas conocido de los antiguos fue el de la isla de Paros. Los mármoles destinados para los mismos usos se extraen hoy dia de las inmediaciones de Carrara hácia el costado de Génova. Los mas apreciados son blancos y translucidos.

Entre las especies compactas del carbonato de cal, se distinguen principalmente las siguientes.

1º El *mármol calcáreo*, que comprende las numerosas variedades de mármoles de todos colores, se emplean para adornar y amueblar los edificios. Unas veces estos mármoles están uniformemente colorados de rojo ó de negro como los de Dinan, de Namur, de los altos Alpes, etc. Otras sus colores estan dispuestos por betas ó manchas de varios colores. Muy á menudo se encuentran formados de pedazos de diferentes colores unidos por un cimento calcáreo, y entonces se llaman *brechas* ó *brocateles*, (especie de mármol jaspeado de amarillo morado ó rojízo) como son los mármoles de Arriege, de Aix y de Andalucia, etc. Finalmente una que otra vez están únicamente compuestos de conchas rotas convertidas en cal.

Los mármoles se hallan casi en todas las cordilleras de las montañas. Forman el objeto de un ramo de comercio de la mayor importancia. Los mas conocidos y empleados son los de Italia, de Béljica y de Francia. Son tanto mas apreciados en cuanto poseen los colores mas vivos, una pasta fina y homogénea, y que son susceptibles de tomar un hermoso lustre y pulimento, conservandose al aire sin alteracion. Se les da el pulimento frotando su superficie con polvos duros de greda, arena arcillosa, piedra pomes, esmeril, colcotar y limaduras de plomo mezcladas con negro de humo. Las frotaciones con estas diferentes substancias se repiten muchas veces.

2º La piedra *calcárea litográfica* que Senefelder cantor del teatro de Munich, ha empleado con tan buen éxito al principio de este siglo, para reemplazar las planchas de cobre, empleadas generalmente para grabar. El arte de la

litografía consiste en dibujar sobre la piedra pulimentada con lapiz craso el retrato que se quiere reproducir. El dibujo es inmediatamente cubierto con una tinta crasa y por medio de una presion conveniente, descarga sobre el papel la mayor parte de tinta que deja de un modo fácil y expedito la reproduccion del dibujo, del que pueden sacarse muchísimas pruebas sin alterar la piedra.

La litografía traida á Francia el año 1814 recibió inmediatamente de los artistas una perfeccion tan grande, que sus dibujos rivalizan hoy dia por la suavidad y finura de sus líneas, con los mas hermosos gravados.

La piedra calcárea compacta que tambien sirve á los litógrafos, fué despues hallada á Solenhofen cerca de Munich, pero en estos últimos años se ha hallado en muchos puntos de Francia.

3º La *piedra caliza* ó de *edificar* de los *parisienses*, es un carbonato de cal que tiene una textura floja, de un grano comunmente grosero, que facilmente se deja partir por los instrumentos cortantes, y no es susceptible de recibir ningun pulimento, siendo sus colores súcios y de una variedad entre blanco, gris y amarillo de Isabela. Es una de las piedras de la mayor utilidad á la sociedad, porque en todas partes se emplea para edificar. No se encuentra igualmente en todos los paises, es comun en Francia sobre todo en los alrededores de París, en donde son tan abundantes las canteras, que su esplotacion contribuye á la inmensa riqueza de esta ciudad. Se llama *piedra de corte* cuando está en pedazos grandes, y *morrillo* cuando sus masas no exceden de 17 decimetros cúbicos. La hay blanda y dura. Las variedades blandas se rompen por las heladas y se llaman piedras heladas.

La duracion de las paredes edificadas, depende enteramente de la propiedad que tienen las piedras de las canteras de ser heladas. De aquí se infiere cuanto interesa el valerse de un medio cierto para conocer en pocos dias, si la piedra que se ha de trabajar manifiesta esta mala propiedad. Esta cuestion que ocupó el talento del grande Colbert, y que

hay 150 años que propuso la solucion á la Academia de arquitectura, acaba de ser resuelta hace poco por Mr. Brard.

El procedimiento de este mineralogista consiste en exponer los pedazos de piedra que se quieren ensayar, á la accion de una disolucion saturada y hecha en frio de sulfato de sosa, que se hacen hervir durante media hora. Se sacan inmediatamente las piedras, se cuelgan de un hilo sobre vasos llenos de la disolucion en que han hervido. Despues de 24 horas se hallan sus superficies cubiertas de pequeños cristales blancos. Se sumergen despues estas piedras en la disolucion, para que se desprendan las primeras eflorescencias salinas, y se repite así siempre que los cristales en agujas están bien formados por espacio de cinco dias. Cuando las piedras no son heladas, la sal no arrastrará nada y no se halla en el fondo de los vasos ni granos, ni hojas, ni pedazos de piedra. En el caso contrario se repara ya desde el primer dia que la sal contiene pedazos, que las piedras pierden sus ángulos, y que sus aristas se gastan; finalmente se hallan al fondo de los vasos todo lo que se ha desprendido en el decurso de la prueba.

Hé aquí el procedimiento de Mr. Brard, ingenioso y de fácil ejecucion. Tales son las ventajas de la ciencia que prodiga á la práctica medios prontos y seguros, que la casualidad no hubiera dado á conocer, porque en nuestro caso una idea teórica es la que ha guiado al sábio en sus experimentos y le ha llevado por la mano á un resultado tan interesante.

4º La *creta* es una de las variedades mas comunes del carbonato de cal no cristalizado, pues que compone masas considerables, forma el suelo de comarcas enteras como en Polonia, en Inglaterra y en Francia.

Esta piedra tiene un tejido flojo, una fractura térrea, es quebradiza, muy blanda y casi siempre blanca.

Con ella se prepara el *blanco de España*, el *blanco de Meudon* y en Francia el *blanco de Dieppedalle*. Este blanco es empleado como lapiz en todas las pinturas al temple. Sirve tambien para limpiar los metales y los vidrios. Para

poner la creta en este estado, es decir, para privarla de la mayor parte de arena que contiene, se deslie con agua, se deja precipitar la arena, despues se decanta el líquido que la tiene en suspension que no tarda en precipitarse. Inmediatamente se hace secar, y cuando ha adquirido una consistencia conveniente se amolda en forma de cilindros ó de panes, en cuyo estado se dejan secar al aire libre.

5º Aunque el carbonato de cal sea de pronto insoluble en el agua, no obstante hay pocos manantiales y fuentes cuyas aguas no contengan alguna cantidad, á favor de un exceso de ácido carbónico, de modo que calentandolas el ácido se desprende, y la sal se precipita en polvo blanco. Hay fuentes tan saturadas de esta sal, que la precipitan al contacto del aire, lo que da lugar á capas mas ó menos considerables de calizas que toman el nombre de *tufos* y de *travertinos.*

Cuando estas fuentes dirigen sus aguas sobre troncos, conchas y vegetales, les cubren de una incrustacion térrea que se amolda perfectamente sobre ellas, reproduciendo su figura exterior, y en muy poco tiempo estos objetos parecen de piedra, como sucede en los baños de San Felipe en Toscana, en la fuente de San Allyro en Clermont-Ferrand, en las fuentes de San Nectario en Puy-de-dome, en la fuente de Orcher cerca de Havre, etc.

La célebre fuente de San Allyro ha depositado durante algunos siglos una masa tan abundante de travertino, que ha formado una enorme muralla de sesenta y ocho metros en longitud sobre seis ó seis y media de altura, y un hermoso puente que parece haber sido construido por arquitectos.

Muchas veces las cañerias que conducen las aguas de un punto á otro, se obstruyen prontamente con los depósitos calcáreos, cuando las fuentes contienen mucho carbonato de cal. En este caso, asi como lo ha demostrado con grandes experimentos Mr. D' Arcet, puede facilmente y con poco gasto limpiarse las cañerias, haciendo pasar por ellas ácido hidroclórico debilitado, el que disuelve las incrustaciones, convirtiendo el carbonato de cal en cloruro de cal-

cio muy soluble. Puede emplearse el mismo medio para limpiar sin atacar su solidez las cubas, las bálvulas, y los serpentines de los aparatos con los cuales se calienta directamente el agua por medio del vapor.

Cuando las aguas saturadas de carbonato de cal infiltran por las hendiduras de las piedras situadas en las vueltas de las bóvedas subterráneas, y trasudan al través del tejido flojo y poroso de esta bóveda, por su evaporacion dejan las moléculas calcáreas en seco. Estas se recubren incesantemente de nuevas moléculas y resulta de esta continua aglomeracion, tubos y cilindros que cuelgan de la bóveda de las cavernas, y muchas veces bajan hasta el suelo. Por este medio se forman graciosas columnatas naturales que se admiran en ciertas grutas. Mas una parte de líquido cayendo de la bóveda sobre el suelo forma otros depósitos ordinariamente compuestos de capas ondeadas ó prominencias, cuyas figuras varian hasta el infinito. Se llaman estalactitas las concreciones que asi se forman en las bóvedas de las cabernas y estallagmitas aquellas cuya formacion es debida á la caida del líquido sobre el suelo. Cuando las estallagmitas están en grandes masas y susceptibles de ser labradas y pulimentadas, forman lo que en las artes se llama alabastro.

Las estallagmitas y los alabastros solo se hallan en terrenos calcáreos, porque solamente en estos hay cabernas de una grande dimension, y de tal extension que algunas veces llega á muchos centenares de metros. Las estalactitas que encierran figuras muy variadas y de un aspecto muy hermoso, presentan ún golpe de vista tan curioso é imponente que ha dado nombradía á muchas de estas grutas. De esta clase son las de Antiparos en el Archipielago griego de Pools-Hose en Desbysire, de Adelsberc en Carniola de Auxelle, en el Franco condado de Caumont, y en las puertas de Ruant.

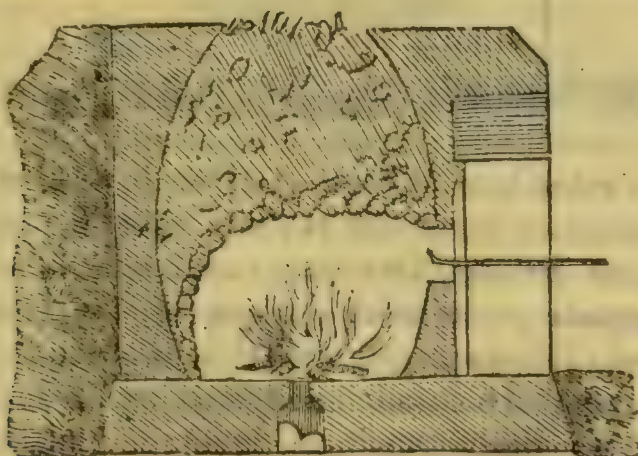
El alabastro calizo está en capas paralelas hondulantes de un tejido granugiento fibroso ó lameloso. Sus colores varian entre el amarillento y el rojo obscuro, muchas veces distribuidos por fajas ondeadas, por capas concentricas ó por manchas. Esta hermosa piedra notable por su transparencia

y susceptibilidad de tomar un hermoso y suave lustre, es preciosa para las adornos de los edificios. Se construyen con ella copas, vasos elegantes, y cajas de péndulos, estatuas, colunas, mesas, etc.

Tales son las principales especies de carbonato de cal, que merecen ser conocidas en razon de sus muchas aplicaciones. Se conoce siempre una piedra caliza en que se disuelve sin dejar casi residuo en la mayor parte de los ácidos mas débiles, produciendo una viva efervescencia, y en que su solucion da un precipitado blanco muy abundante con las lejías cáusticas ó carbonatadas, y el ácido sulfúrico.

Todas la variedades de piedras calizas, hasta las conchas y madreporas vivientes, son susceptibles de producir cal viva calcinandolas hasta el calor rojo. En las artes siempre generalmente se emplea para este uso la piedra caliza de edificar ó la piedra de cal.

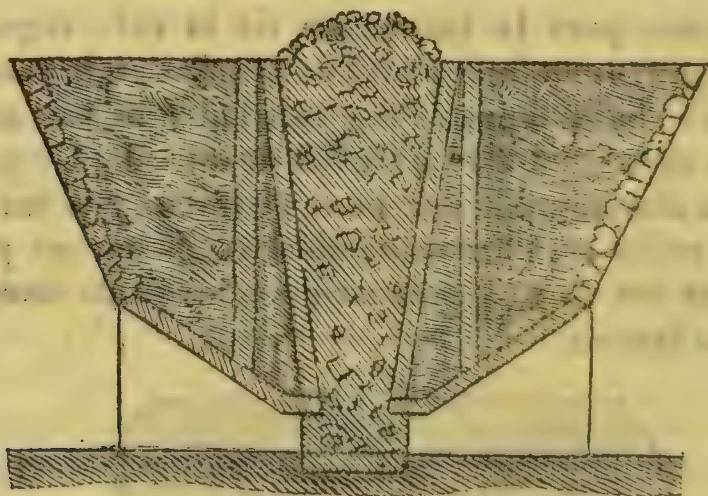
Los hornos para la formacion de la cal, regularmente son unos agujeros en forma oval excabados en los costados de una colina, ó cuartos construidos con ladrillos, cuyas paredes tienen de 1 metro 30, á 1 metro 60 de espesor. La parte superior está abierta para dar paso al humo y á los vapores. La piedra caliza está colocada dentro los hornos por capas, á las que se les da una colocacion abovedada como lo representa la lámina.



Las piedras se colocan de modo que dejen entre sí los vacios posibles. Se enciende la leña, y durante muchas ho-

ras se alimenta el fuego con bastante moderacion, despues se activa hasta el calor rojo, y se mantiene en este estado hasta que la llama sale por lo alto del horno sin despedir humo, disminuyendo progresivamente el fuego hasta la conclusion de la cocida, cuya duracion varía por una infinidad de circunstancias. La cal puede sacarse del horno seis ú ocho horas despues de haber cesado el fuego, é imediatamente se introduce en unas hóyas, y luego se cubren.

Estos hornos intermitentes han dejado de usarse en muchos paises, como en Inglaterra, en la Béljica, en los alrededores de Paris, de Lila, etc, y se han reemplazado con hornos corrientes ó continuos, de la figura de un cono truncado al revés, en los cuales se introduce alternativamente la piedra caliza y carbon de tierra en las proporciones de 4 volúmenes de piedra con 1 de carbon de piedra ó $1\frac{1}{2}$ de coak.



Se llenan estos hornos hasta el nivel de la abertura superior. Se enciende el fuego por la parte inferior, por medio de algunos haces de leña. De repente el fuego va aumentando progresivamente y la calcinacion se efectua. Esta se tendrá por terminada al instante que cese el humo. Entonces se saca de la piedra que está bien calcinada cerca los 2/3 de la altura del horno despues se llena el vacio añadiendo por la parte superior la corespondiente cantidad de piedras y de carbon colocados por capas. Se continua sin interrupcion de este modo, sa-

cando por la parte inferior la cal á medida que está calcinada, hasta que el horno necesite de alguna reparacion.

Este modo de calcinar, que es mucho mas económico que el antiguo, no produce la cal calcinada con igualdad, es decir quedan piedras que no son del todo calcinadas, y otras que lo son demasiado.

La calidad de las piedras calizas que se sujetan á la calcinacion, influye mucho acerca la causticidad de la cal que se quiere obtener. Las calizas naturales regularmente contienen carbonatos de magnesia, de hierro y de manganeso con mayor ó menor cantidad de arcilla, la cal viva contiene casi siempre magnesia, óxidos de hierro y de manganeso, y arcilla.

Con respecto á las calidades de la cal, se distinguen en cales crasas, cales áridas, y cales hidráulicas. Se llaman crasas las que provienen de la calcinacion completa de la creta, del marmol, y finalmente de las piedras calizas mas puras. Esta cal contiene pocas substancias estrañas, ordinariamente es muy blanca, aumenta mucho cuando se apaga, se reduce á polvo, y cuando se les añade un poco de agua, forma una pasta unida y fuerte, y compone una excelente argamasa.

Las cales áridas provienen de priedras calizas, abundantes de carbonatos de magnesia y de hierro, son de color gris, se calientan poco y aumentan menos de volúmen cuando se apagan, y con el agua forman una pasta poco unida y fuerte. Etos caractéres los deben á la cuarta parte de magnesia que contienen, por lo que no deben emplearse para construir, en razon de que la argamasa que forman tiene poca tenacidad.

Las cales hidráulicas tienen por carácter esencial el formar con el agua una pasta, que en el aire solo toma una consistencia mediana, al paso que despues de algunos dias se endurece continuamente dentro del agua. Esta notable propiedad que tienen estas clases tan preciosas para todas las construcciones hidráulicas, segun MM. Vicat y Bertier, lo deben á la cierta cantidad de arcilla, ó mejor á la silice y á la alumina que contienen. Con la calcinacion se une la cal á

estas últimas substancias, y forma compuestos salinos que con el contacto del aire se convierte en hidratos excesivamente duros y compactos.

Las calizas arcillosas de Nimes, de Metz, de Lesoutx, de Shenonches, son las que producen las cales mas hidráulicas.

Los trabajos de MM Bertier y Vicat han manifestado, que se podian preparar cales hidráulicas artificiales, añadiendo á las cales ordinarias cierta cantidad de arcilla, como lo ha verificado Mr. De Saint Leger. En el dia prepara este una enorme cantidad de esta cal tan buena como la de Shenonches mezclando 4 volúmenes de creta de Meudon con 1 volúmen de arcilla de Paci y formando ladrillos con la pasta que resulta, calcinandolos despues. Esta clase de cal es la que esclusivamente se emplea en las construcciones de Paris. En la construccion del canal de San Martin con esta cal hidráulica se dice haber economizado mas de un millon de francos, substituyendola al uso antiguo. Hace algunos años que se estableció en el pueblo de la Mi-Voie á una legua de Ruan una fábrica de cal artificial para la construccion del puente de piedra de este pueblo.

Los antiguos conocian las cales hidráulicas, y al uso de ellas se atribuye la estrema solidez de sus cimentos. Es pública la aceptacion que ha tenido desde muchos siglos por su dureza el *cimento de los romanos*. Dos ingleses Parker y Wyats en el año 1796 llegaron á imitar el cimento romano preparando con piedras calizas muy arcillosas compactas y tenaces, una calidad de cal hidráulica que tiene la propiedad de endurecerse instantáneamente como el yeso, tanto al contacto del aire, como dentro del agua, cuando se aplica en pasta un poco consistente. Se emplea muchísimo esta cal con el nombre de *cimento romano* para los cimentos de cuebas, de aljives, acueductos, etc. Las embarcaciones inglesas lo cargan como lastre para trasladarlo á las Indias.

Se han hallado en las inmediaciones de Bolonia, á Poully, en Borgoña y en Rusia, calizas que producen cierta especie de cal del todo parecida al *cimento romano* de los Ingleses.

La cal se emplea de varios modos en las fábricas de pro-

ductos químicos, en las tintorerías y fábricas de pintados, en los aparatos para alumbrados, en las tanerías para conservar las pieles, en la agricultura para encalar los granos; pero sobre todo se emplea diariamente para la preparacion de los *cimentos y argamasas*.

Hay otra sal de cal no menos útil que el carbonato, que como este último se emplea principalmente en la construccion de edificios, y se llama SULFATO DE CAL, conocido vulgarmente con los nombres de *selenito* ó *yeso*. Es muy comun en la naturaleza, ora en figura de cristales en prismas voluminosos, en agujas finas, en láminas, en florones y en lentejas, ora en masas de tejido laminar, fibroso, granujiento, compacto ó térreo, formando bancos de mayor ó menor espesor en la superficie de terrenos secundarios, y en los terrenos de tercera creacion, y muy á menudo colinas enteras de poca extension, redondeadas, como las de Montmartre, de Belleville, de Menilmontant, junto á las puertas de París.

Los cristales de sulfato de cal son tan blandos que facilmente se dejan rayar con la uña. Las láminas trasparentes y amarillas de esta sal, son llamadas por los canteros *piedra de Jesus* y *espejo de Asno*. Las variedades compactas se llaman *piedra de yeso* de los *parisienses*, las de tejido laminar y sacarino componen el *alabastro yesoso* ó *blanco* que se trabajan y pulen para construccion de objetos de adorno muy elegantes. Facilmente se distingue este alabastro del otro calizo, del que hemos hablado anteriomente por su blandura y su fragilidad, y sobre todo porque no hace efervescencia como este último con los ácidos.

En Florencia, en Volterra y en Francia, se fabrican la mayor parte de adornos con alabastro blanco. El alabastro de Lagny cerca de París empieza á rivalizar con el de Italia para los mismos usos.

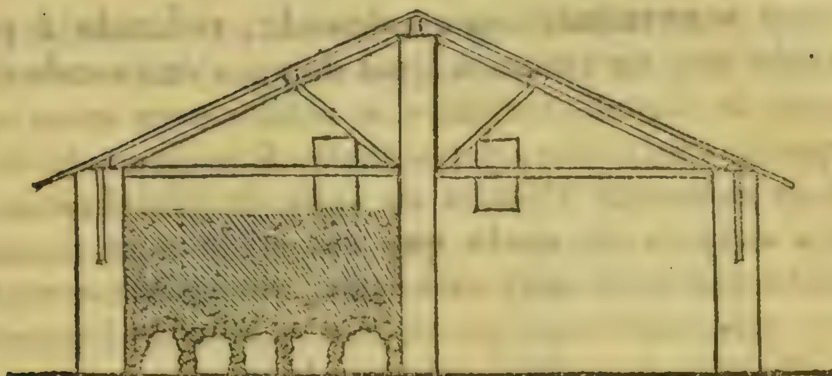
Bajo estas diferentes figuras, el sulfato de cal es un bidrato que contiene 20 por 100 de agua de combinacion. En los terrenos antiguos existe un sulfato de cal auhidro que los mineralogistas le llaman *carstenito*.

El sulfato de cal es blanco, insípido, indescomponible por el fuego mas fuerte, casi infusible, se necesitan 461 partes de agua para disolver una de sulfato de cal, por consiguiente es una de las sales menos solubles. El agua que contiene un poco de espíritu de vino, no puede disolver la menor cantidad de esta sal.

Véase un experimento que demuestra exactamente la poca solubilidad del sulfato de cal en el agua. Echese en una solucion transparente y un poco concentrada de nitrato de cal, ácido sulfúrico del comercio, de repente se formará un precipitado abundante, que absorviendo el agua de la mezcla, se solidifica casi instantáneamente, formandose *yeso*. Esta repentina conversion de dos líquidos en un cuerpo sólido, sorprendia mucho á los químicos antiguos, y llamaron á este fenómeno *milagro químico*.

Uno de los principales usos de esta sal es, de servir como substancia plastica en la construccion de edificios, pero para este objeto se calcina para despojarle de su agua de cristalizacion. La fabricacion del *yeso* (nombre que se le da al sulfato calcinado, de la palabra griega que quiere decir *formar* ó *amoldar*) es una industria muy productiva en ciertos paises, principalmente en París, á la que debe gran parte de su riqueza. En efecto la explotacion de las yeseras de Belleville, de Menilmontant y de Montmartre es considerable, y abastece de yeso casi todo el resto de Francia. Se expide tambien á Inglaterra y América. El departamento del Sena consume todos los años 6600000 hectólitros.

La calcinacion del yeso se efectua generalmente en hornos de una construccion muy sencilla, y que se parece mucho á la de los hornos de cal. (Véase la figura.)



Se llenan estos hornos hasta la mitad de su capacidad con piedras de yeso crudo, dispuestos en montones sostenidos por una especie de puente de muchos arcos. Los pilares y las bóvedas de estos arcos son formados con pedazos escogidos de yeso. Las bóvedas están cargadas con los pedazos mas gruesos, entre los cuales se dejan unos vacíos, se acaban de llenar con pedazos mas pequeños y se cubre la parte superior con los mismos pedazos, y el polvo que resulta durante su explotacion. Cuando los hornos están llenos, se encienden haces de leña en cada arco, y se mantiene el fuego suavemente á fin de obtener una temperatura con la mas posible igualdad en toda la masa. La llama atravesando los intervalos de las piedras, seca y calcina el yeso; sin embargo, esta calcinacion es siempre muy imperfecta, por consiguiente el yeso obtenido es una mezcla de tres calidades, dos inútiles para el albañil, que no han sido bastante calcinadas, ó lo han sido demasiado, y ambas no se unen con el agua.

Durante mucho tiempo se ha creido que la calcinacion del yeso necesitaba una temperatura de mas de 200°, pero los experimentos de MM. Gay-Lusac y Payen han demostrado que se efectua entre el límite de 80° y el del rojo obscuro, y que á un calor mayor ó menor de esta graduacion, se obtiene un producto inerte que no puede absorver el agua. De ahí resulta que la calcinacion se halla reducida á una simple secacion, que en adelante será muy fácil obtenerla por medio del vapor del agua, y sin necesidad de valerse de los hornos empleados actualmente.

El yeso convenientemente calcinado, reducido á polvo y amasado con un volúmen igual de agua desprende calor, y despues de algunos instantes se solidifica en masa compacta que se vuelve dura y resistente. Esto depende de que el sulfato calcinado absorve su agua de cristalizacion, y cristaliza despues de modo que sus cristales se cruzan y componen una masa muy compacta, observandose en estas confusas cristalizaciones, que el yeso se hincha al momento de solidificarse. Para disminuir esta hinchazon en los casos que podria perjudicar el resultado de la obra, los albañiles añaden al yeso diferentes polvos, como ceniza, etc.

El yeso recientemente calcinado debe estar privado del contacto del aire, mayormente cuando este está húmedo, de otro modo absorve poco á poco la humedad, vuelve al estado de hidrato, y no puede unirse con el agua cuando se pasta, y en este caso comunmente se dice que está aireado.

El yeso mas puro es empleado por los moldadores de adornos, por los gravadores, para tomar impresiones de medallas, y para hacer las composiciones del estuco imitando toda clase de mármoles con su lustre, finura y hermosas tintas.

Se fabrica el estuco desliendo el yeso recientemente calcinado y muy fino, con una disolucion de cola de Flandes blanca y caliente, de modo que se pueda obtener una pasta de consistencia blanda con la adicion de substancias colorantes escogidas para reproducir las tintas de los mármoles.

Estas substancias colorantes son las mismas que se emplean en la pintura al fresco y en los edificios. Cuando la mezcla está seca se bruñe desde luego con la piedra pomez, despues con la piedra de amolar y el trípoli. Se le da la última mano frotando fuertemente con un pedazo de filtro y agua de jabon, y finalmete con aceite.

La fabricacion del estuco para hacer los cielos rasos, las columnas y entablados de los aposentos, ha llegado á un alto grádo de perfeccion, principalmente entre los operarios italianos. Se reconocen estos mármoles falsos en que siendo

menos buenos conductores del calórico, no comunican á la mano aquel frio que se siente tocando el mármol natural, y porque son mucho menos duros.

Se usa tambien el yeso en la agricultura para abonar los terrenos destinados á ser convertidos en prados artificiales. Esta aplicacion puesta en práctica desde el último siglo, es una de las mas preciosas adquisiciones de la agricultura moderna, que se ha propagado rápidamente en Europa, é introducida en America por el sabio Franklin. Queriendo demostrar á sus compatriotas los buenos efectos del yeso para dicho objeto, este ilustre físico escribió en grandes caractéres por medio del yeso en polvo; en un campo de Lucerna inmediato á un espacioso camino en las inmediaciones de Washington, esto ha sido enyesado. En todos los sitios que se habian cubierto con polvo de yeso se desarrolló una excelente vegetacion, de suerte que en la superficie de la pradería se podia claramente aun leer los caractéres trazados por la mano de filósofo Americano. Una manifestacion tan evidente suplió los mejores escritos, produjo su efecto, y posteriormente los Americanos se proveen en París de una enorme cantidad de esta preciosa substancia.

El sulfato de cal á pesar de su poca solubilidad, se halla en disolucion en la mayor parte de las aguas que corren á la superficie de la tierra; las aguas de las fuentes y sobre todo la de los pozos en terrenos calizos, están saturadas de él. Esta clase de aguas son vulgarmente llamadas *duras*, ó *crudas*, porque son dificiles de digerir, no cuecen las legumbres, ni disuelven el jabon, y dejan una costra sobre las paredes de los vasos donde se evapora.

A mas de estos caractéres, que son suficientes para reconocerlas en la mayor parte de ocasiones, las aguas *selenitosas*, obran de un modo particular con ciertos reactivos que se emplean para reconocerlas. Con el *nitrato de barita* forman un precipitado blanco pulverulento é insoluble en los ácidos, y con el *oxalate* de *amoniaco* un precipitado del todo semejante. El primer reactivo precipita el ácido sulfúrico, y el segundo aisla la cal.

Las aguas *selenitosas* no sirven para los trabajos de las fábricas de blanqueo y de tintura por su accion con el jabon, y con la mayor parte de substancias colorantes; tampoco pueden ser útiles en las cocinas, porque cediendo á los vejetales que se cuecen su sulfato de cal, este endurece considerablemente el tejido vegetal combinandose con él.

No obstante pueden hacerse útiles á todas las necesidades domésticas, y separar de ellas el sulfato de cal, añadiendole antes de emplearlas una suficiente cantidad de carbonato de sosa. De la accion de esta sal sobre el primero, resulta un carbonato de cal que se precipita, y sulfato de sosa que queda disuelto en el agua, á la que no le comunica ninguna mala propiedad: 317 gramas de cristales de sosa, bastan para purificar un hectólitro de agua cargado en lo posible de selenite, despues de haberle añadido la sal de sosa se deja reposar el agua, y cuando está bien clara se decanta para usarla. La purificacion de un hectólitro de agua por este medio tan sencillo no llega al valor de 15 céntimos.

Las aguas calizas adolecen del grave inconveniente, cuando se emplean para alimentar á una caldera de vapor, de formar un depósito de carbonato y sulfato de cal, que se pega á las paredes de aquella é impide la transmision directa del calor. Cuando esta calcina (nombre que se ha dado en las fábricas) se rompe, el agua que toca con las paredes rojas de la caldera, forma repentinamente una enorme cantidad de vapor, que algunas veces revienta la caldera. Es preciso arrancar á menudo esta costra terrosa, y limpiar la caldera, lo que se hace ordinariamente con harto trabajo por medio de un hurgon de hierro ó un escoplo.

Una particular casualidad ha enseñado el medio de impedir la incrustacion del depósito en las paredes de las calderas. Un operario inglés puso algunas patatas en una caldera aun caliente, que se acaba de limpiar para que se cociesen, y olvidó de sacarlas al volver su aparato en accion. Despues de algunos dias, abriendo la caldera para despegar la calcina se sorprendió de hallar solamente un líquido espeso, sin el

menor depósito calizo. Bien pronto se acordó que habia puesto dentro de la caldera las patatas, y no dudó que estas fueron la causa de la especie de milagro que tanto le habia sorprendido. Repitió el esperimento, y completó su feliz resultado. Despues de esta época de 1820 en todas las fábricas inglesas se han puesto dentro de las calderas una corta cantidad de patatas ó harina, las que desleiendose en el agua y formando una capa que se interpone entre las moléculas térreas, les impide de aderirse entre sí con tanta fuerza. Cada ocho ó quince dias se vacia el agua de la caldera por la llave colocada en su fondo antes de enfriarse, é inmediatamente de haber apagado el fuego. El agua saliendo con fuerza arrastra los depósitos, y deja limpio el fondo de la caldera.

¿Porque este medio tan sencillo no se ha adoptado en todos nuestros establecimientos?

Ciertas personas para purificar las aguas *áridas*, disuelven en ella un poco de alumbre. Esta sal en este caso sirve muy poco, pero obra muy bien clarificando el agua cenagosa. Desde mucho tiempo se conoce la propiedad que posee el alumbre de volver transparentes las aguas turbias. En la China se pone un pedazo de esta sal dentro el vacío de la union de un bambú trepado con muchos agujeros, y se ajita fuertemente con este bambú el agua turbia durante algunos minutos, y esto es lo suficiente para clarificar el agua y hacerla potable.

Las labanderas de las inmediaciones de Paris se valen del mismo medio para purificar las aguas del Sena que las tempestades han enturbiado.

En Egipto se valen de un pequeño pan de almendras para purificar el agua. El conductor de agua frota con este pan el interior de los vasos que emplea ó que la contienen, haciendo sentir un silvido agudo que el cree indispensable al buen éxito de la operacion, ajitando fuertemente el agua en todas direcciones y dejandola en reposo algunas hóras; entonces queda muy limpia y clara. Esto se atribuye al aceite que da por la division el pan de almendras, el que uniendose con las substancias térreas que están en suspen-

sion en el agua, las engrasa por decirlo así, y las precipita facilitando su separacion del líquido. En el Cairo y en los mercados públicos de Egipto se venden estos pequeños panes de almendras al precio de 5 paras, ó cerca de 4 centimas. En Sennaar, en Dongolah y en Nubia se emplean para el mismo objeto havas, avichuelas y tambien semillas de ricino.

Mr. Felix D' Arcet durante su permanencia en Egipto, en los años 1828 y 1829 hizo adoptar el uso del alumbre, y ha manifestado que con media dracma de alumbre por litro de agua del Nilo, que contiene durante la inundacion hasta ocho dracmas de substancias en suspension por litro, se obtiene una completa clarificacion dentro una hora. Con la mitad menos de sal, el efecto sale igual, pero se necesita mas tiempo.

Falta saber si el agua clarificada por el alumbre, es tan saludable como antes. Mr. Boutigny D' Evreux supone que le queda señales sensibles de esta sal, y juzga que con el tiempo puede causar una dañosa influencia en la salud. Si esto es así cuando el agua debe beberse será preferible filtrarla con carbon aunque sea molesto.

Leccion vigésima.

DE LA ALUMINA.

SUMARIO.

De la alumina. — Espato adamantino y esmeril. — Del alumbre. — Varios procedimientos para obtenerlo para las aplicaciones de las artes y de la industria. — Sus propiedades y aplicaciones. — De las arcillas y alfarerías: porcelana, loza, vasos de barro, (gres) ladrillos, crisoles, etc. — Tierra greda, tierra de bataneros, marnas, ocres amarillos, rojos y pardos. — De la silice ó cristal de roca. — De sus diferentes figuras en la naturaleza. — Piedras preciosas. — De los silicatos ó vidrios. — Descubrimiento del vidrio. — Diferentes especies de vidrio del comercio, vidrio en hilos, vidrio soluble y vidrio colorado. — De la pintura sobre el vidrio. — Del azur ó lapiz lazuli. — Del extras y de las piedras preciosas facticias. — De los esmaltes. — Del ácido fluórico y modo de gravar el vidrio con este ácido.

Es muy sabido que el *alumbre* presta servicios importantes á los tintoreros y fabricantes de indianas, y que toda clase de alfarerías son trabajadas con tierras arcillosas, abundantes en la naturaleza. La base esencial de estas diferentes substancias, de un estudio tan ameno, es un óxido metálico de la segunda seccion de nuestro método llamado óxido de aluminio ó alumina del que vamos á hablar.

Este óxido es muy escaso en la naturaleza en estado de pureza. Se le halla cristalizado en figuras regulares en las Indias orientales, en el Thibet, en la isla de Ceylan, etc. Es conocido por los lapidarios con el nombre de *espato*, y forma la piedra preciosa mas dura y mas buscada despues del diamante. Esta piedra se llama *rubí* cuando es de

color rojo de fuego, *topacio oriental* cuando tiene un hermoso amarillo de limon, *zafiro oriental* si es azul y *amatista oriental* el de color de púrpura ó violeta.

El *esmeril* que tanto se usa en las artes, por razon de su dureza, para rebajar y alisar, ó disponer para ser pulimentados los espejos, los cristales, los metales, los mármoles y los aceros, es un espato adamantino en granos irregulares, mezclado con abundante óxido de hierro, y bajo esta figura es muy abundante en la isla de Naxos, al cabo Emeri, en las islas de Jersey y Guernesey.

Antes de emplearlo para rebajar ó pulimentar los cuerpos duros, se reduce en polvo fino con muelas de acero, y luego se deslie en el agua, la que se decanta diferentes veces para obtener polvos mas ó menos finos.

En los vasos *tapados al esmeril*, se ha gastado el tapon de vidrio en la boca misma del vaso con la ayuda de esta substancia, por cuya razon cierra tan perfectamente y son empleados para conservar los líquidos volátiles ó facilmente alterables, privandolos del contacto del aire.

La alumina de los laboratorios es un polvo ligero, blanco, insípido, inodoro, que el calor de las forjas mas fuertes no puede fundir. Por esta última calidad se usan generalmente las tierras aluminosas para la construccion de hornos, crisoles y demas utensilios de alfarería que deben ponerse al fuego. Pero la alumina se vuelve fusible cuando está mezclada con algunos óxidos alcalinos, como con la cal, y así las arcillas son tanto mas apreciadas en cuanto contienen menos cal, y mas alumina.

Este óxido térreo es del todo insoluble en el agua, á pesar de la grande afinidad que manifiesta por ella. La absorve con prontitud, se deslie facilmente en ella, y con suficiente cantidad, forma una masa pegajosa que comunica á las demas substancias con las que se halla mezclada naturalmente ó al intento. Esta pasta ó masa expuesta á la accion del fuego se seca, endurece y adquiere una cohesion tan fuerte, que jamás puede desleirse en agua, resistiendo mucho tiempo á la accion de los líquidos mas enérgicos. Este

cambio de propiedades despues de cocida, hace á la alumina tan apreciada para los vasos de los alfareros y demas utensilios análogos.

Recientemente precipitada de sus combinaciones solubles, se presenta en forma de gelatina blanca ó hidratada, que la potasa y la sosa cáusticas la vuelven muy soluble en el agua. En este estado tiene una afinidad particular por las substancias colorantes, separándolas del agua y de las demas substancias que le están unidas. Desleida cierta cantidad de alumina en gelatina en una decoccion de cochinilla ligeramente calentada, el líquido queda descolorado y la alumina se halla impregnada del hermoso rojo de la cochinilla. A estos compuestos insolubles de alumina y de materia colorante se les da en las artes el nombre de *lacas*, y se emplean para la pintura é impresion de papeles pintados.

Por razon de esta marcada propiedad de la alumina, se lleva la atencion de los que se ocupan en pintar los tejidos. Cuando libre ó combinada compone el *mordiente* mas precioso y mas comunmente usado, el que debe al alumbre todas las calidades que le hacen preferible para la tintura.

Esta sal que los pueblos del Ásia nos han dado á conocer, y que hasta el siglo XV fué exclusivamente preparado en Rocca, ciudad de Syria, de donde procede el nombre de *alumbre de roca*, nombre que aun conserva en el comercio, resulta de la combinacion del sulfato de alumina y del sulfato de potasa ó de amoniaco. Descroizilles uno de nuestros compatriotas, fué el primero que demostró, que el alumbre era una sal doble.

Se halla formado en los alrededores de muchos volcanes, pero como su cantidad es tan corta, es preciso recurrir á diferentes procedimientos para abastecer á la industria de los 3 ó 4 millones de quilógramos que anualmente necesita.

Unas veces se extrae del mineral llamado *alunite* que se halla en abundancia en la Tolfa cerca de Civita-Vecchia, y en Piombino en la campiña de Roma. Esta piedra es una combinacion de alumbre y de hidrato de alumina. Calci-

nandola se destruye el compuesto, se separa el hidrato, y lejiando despues la masa calcinada, se separa todo el alumbre que se hace cristalizar. Está colorado en rosa por un poco de óxido de hierro, que retiene mecánicamente entre sus partículas. En el comercio es llamado *alumbre de Roma*. Otras se abandona al contacto del aire, el sulfuro de hierro mezclado con la arcilla, que algunas veces se calcina. El azúfre se convierte en ácido sulfúrico y la alumina de la arcilla le convierte la mayor parte en sulfato de alumina. Por medio de la lexiviacion se disuelve esta sal, á la que se le añade el sulfato de potasa ó amoniaco para convertirlo en alumbre, reteniendo siempre sulfato de hierro. Este es el *alumbre de Liege*, y el *alumbre de Picardia*.

Finalmente tratando las arcillas mas puras con el ácido sulfúrico debilitado, y echando en los licores concentrados el sulfato de potasa, ó de amoniaco, se forman todas las clases de alumbre muy puras. Este es el *alumbre refinado* de París.

Los alumbres son tanto mas apreciados en cuanto contienen menor cantidad de sulfato de hierro, atendido que esta sal les comunica propiedades perjudiciales, particularmente la de obscurecer los colores delicados de la gualda y de la cochinilla. Se reconoce su impureza cuando añadiendo á sus disoluciones algunas gotas de un reactivo, llamado *prusiato de potasa ferruginoso*, toman un tinte azul despues de un corto interválo. Los alumbres mas puros son los que se fabrican en Roma y en París.

Para manifestar la perjudicial influencia de los alumbres ferruginosos en muchísimas operaciones de la tintura, tíñanse con el amarillo de gualda dos madejas de seda, de las que la una tenga de antemano empapada una disolucion de alumbre puro, y la otra de alumbre impuro. Despues de diez ó quince minutos de estar sumergidas dentro una decoccion de gualda, la primera madeja habrá tomado un color amarillo muy vivo y muy limpio, cuando la otra tendrá un color mas ó menos verde de olivo.

Felizmente es muy fácil de purificar el alumbre. Des-

pues de haberle quebrantado groseramente, y dispuesto una capa de 40 á 50 céntimas de espesor, y de haberla rociado con cortas cantidades de agua, hasta que el líquido resultado de la locion no salga mas colorado el azul con el prusiato de potasa. El sulfato de hierro queda enteramente separado por el agua, por razon de su mayor solubilidad.

100 partes de agua fria solo disuelven 9 partes de alumbre, cuando la misma cantidad de agua hirviendo disuelve 75 partes. La disolucion enrojece el tornasol. Por la concentracion y lento enfriamiento cristaliza en octaedros regulares, blancos y transparentes, que contienen 45 por 100 de agua en combinacion. Estos cristales son astringentes y se vuelven eflorescentes al contacto del aire. Calcinados se convierten en un polvo ligero, poroso y blanco que se entumece considerablemente, y en este estado compone el *alumbre calcinado* que los médicos prescriben para destruir las úlceras y las carnes babosas.

Si se echa amoniaco cáustico en una disolucion de esta sal, se separa la alumina pura en forma de copos blancos gelatinosos.

En el comercio el alumbre se expende ordinariamente en gruesas masas blancas y translúcidas, que se obtienen fundiendo los cristales en su misma agua de cristalizacion, y vaciando el líquido dentro espaciosos vasos donde se solidifica.

El alumbre ademas de sus usos en la tintura, tiene muchísimas otras aplicaciones; por ejemplo sirve para preparar el *mordiente de encarnado* ó acetato de alumina, el que es el mas empleado en las fábricas de pintados, para obtener casi todas las lacas, para preservar las pieles y sus forros de insectos, para alumar el papel, para impedir que cale la tinta, para solidificar el sebo, con el que se amoldan las velas, etc., etc.

El caballero Origó coronel de bomberos en la ciudad de Roma, reconoció en 1830, que el agua saturada de alumbre, y teniendo en suspension la arcilla, apaga mucho mas

pronto los incendios que el agua comun. Este mismo procedimiento empleaban los *vigilantes* de la antigua Roma, pues que en aquellas atrasadas épocas usaban una mezcla de agua, vinagre y arcilla, para detener los incrementos del fuego. El poco coste que ocasionaria el procedimiento de Mr. Origó seria bien recompensado por la rapidez con que se lograria impedir la accion del fuego.

DE LAS ARCILLAS Y ALFARERIAS.

La alumina se halla como se ha dicho en todos los terrenos de cultivo, y principalmente en abundancia en las especies de tierras que se distinguen con el nombre especial de *arcilla*, en las que está simplemente mezclada con diferentes cantidades de sílice, ó arena y agua, y algunas veces con carbonatos de cal y de magnesia con óxidos de hierro y de manganeso, y finalmente con substancias orgánicas.

Las arcillas en cierto modo se hallan muy esparcidas en la superficie de la tierra en toda clase de terrenos. Componen frecuentemente colinas admirables, porque no presentan jamás la menor escarpadura, y son de una completa esterilidad. En los terrenos mas modernos se presentan en capas ordinariamente horizontales, muchas veces de mucha extension, y generalmente situadas á poca profundidad. La densidad y disposicion de estas capas no permitiendo dar paso al agua, influyen mucho en la direccion de las aguas subterráneas, y determinan la formacion de grandes cascadas de agua que el barreno del minador busca para construir los *pozos artesianos*.

Las arcillas se reconocen por su tacto craso y untuoso, por el pulimento que le comunica el sencillo frote de la uña, por la propiedad que tienen de formar con el agua una pasta ó puche gelatinoso, que se deja extender en diferentes direcciones, porque despues de cocida se endurece de modo que jamás se deslie con el agua, y por ser susceptible de dar chispas con el eslabon. Todos estos caractéres deben atribuirse á la presencia de la alumina, la que hace

las arcillas muy apreciadas para la construccion de obras de barro de todas clases, desde las mas ordinarias, como los ladrillos y baldosas, hasta las mas apreciadas como la porcelana.

La *porcelana* cuyo descubrimiento, segun parece, tuvo lugar en la China y en el Japon, mas de 2000 años antes de la Era cristiana, y que fué transmitido á Europa por los Portugueses, por los años de 1500, se fabrica con cierta arcilla blanca muy pura que se llama *Kaolin.* Las hermosas porcelanas de Francia son en la actualidad buscadas por todo el globo. Esta pasta ceracea, está cubierta de un engrudo, ó barníz térreo casi siempre adornado con dorados ó magníficos colores minerales.

La *loza comun* ó *italiana* está fabricada con arcilla figulina mas ó menos calcárea, la que despues de cocida se cubre de un esmalte blanco y opaco compuesto, principalmente con los óxidos de plomo y de estaño. Generalmente se cree que han sido establecidas las primeras fábricas de loza en el año 1300 en Faenza de Romaña, y que se han trasportado de las posesiones Arabes á España, principalmente á Mallorca de donde proviene el nombre de *Maiolica,* y que conservan aun las antiguas lozas toscanas.

Las *lozas finas* ó *inglesas* llamadas *tierra de pipa,* é inventadas en Inglaterra hácia el fin del siglo XVII, y singularmente perfeccionadas por Wedgwood en 1763, son bajillas de una pasta blanca, opaca, dura y sonora, cubiertas de un barníz cristalino plombifero, y está principalmente compuesta de arcilla *plástica* infusible y de silex, ó cuarzo molido fino. Con esta misma arcilla blanca se fabrican las pipas.

Tambien se preparan con la arcilla plástica muy refractaria crisoles, ladrillos para hornos y otros objetos que deben resistir un fuerte calor, bajillas de barro (gres) con esmalte ó sin él, blancas ó con colores muy variados.

Los ladrillos, las tejas, las baldosas, los vidriados rojos y comunes, se preparan con arcilla muy comun y fusible, llamada *tierra de alfareros,* que igualmente sirven para

llenar los depósitos, para conservar el agua, y finalmente para construccion de modelos de escultores y grabadores. Esta tierra naturalmente amarilla se vuelve roja despues de cocida, porque el hidrato de hierro que contiene secandose pasa al estado de peróxido rojo de hierro.

La *arcilla gredosa* ó *tierra de bataneros*, tiene un importante uso en las artes, y sirve principalmente para quitar á los paños el aceite que se ha empleado durante su fabricacion. En muchos paises se usa como el jabon para limpiar la ropa.

Lo que se llama *marna* es una mezcla de arcilla y creta, que la agricultura emplea en gran cantidad para el abono de las tierras.

Finalmente hay cierto número de arcillas, que contienen el suficiente óxido de hierro para utilizarlas como substancias colorantes. Si el óxido de hierro es anhidro, tienen un color rojo mas ó menos intenso, como la *sanguina*, con la que se fabrican lapiceros, y al contrario son amarillas si el óxido es hidratado, pero entonces se vuelven rojas por la calcinacion. Con aquellas se obtienen los *rojos de Prusia*, de *Inglaterra*, de la *India* ó de *pulimentar*, la que se emplea para dar el lustre á los metales, al acero, á las piedras duras, á los espejos, y para dar el color rojo al enladrillado de los aposentos. Finalmente cuando contiene una mezcla de hidratos de óxidos de hierro y de manganeso, son obscuras y componen la *tierra sombra* y la *tierra de Siena* (ciudad de Toscana), que se emplean para papeles pintados, para los colores de porcelanas y composicion de pasteles, etc.

A estas arcillas muy ferruginosas se les dá el nombre de *ocres*. El estudio de las arcillas naturalmente me conduce á hablar de una substancia, que casi siempre está unida con la alumina, y que sus propiedades tienen mucha relacion con ella, y es la *sílice* ó el *ácido silicico*, que durante mucho tiempo se ha considerado como una tierra que succesivamente se ha llamado *silex tierra silicia tierra vitrificable*.

DE LA SILICE Y SUS COMPUESTOS.

Esta substancia indicada por los mas antiguos químicos ha sido reconocida por un compuesto ácido de poco tiempo á esta parte, y solo desde 1824 se ha podido aislar su radical el *silicio*, que ha sido colocado en la clase de los metaloides.

Es uno de los compuestos mas estables y mas infusibles. Es insípido, inodoro y sin color, secado y enrojecido al fuego es del todo insoluble en el agua y en los ácidos. Solo hay un ácido que puede atacarle y disolverle, como es el *ácido fluorico;* calcinandolo con la potasa y la sosa forma compuestos salinos muy solubles y muy fusibles. Igualmente se combina con todos los demas óxidos, formando substancias que por medio del calor en muchísimos casos pueden convertirse en vidrios. Las sales que forma se llaman *silicatos*. Es la substancia mas abundante en la naturaleza, ya sea en estado libre ya combinado.

Cuando es puro compone el *cuarzo ó cristal de roca* que á menudo se encuentra en hermosos prismas blancos de seis caras terminados por pirámides de seis lados. Este mineral se emplea para fabricar vasos de adorno, instrumentos ópticos, vidrios de anteojos que tienen la gran ventaja de no gastarse por el frote, en razon de su dureza, como tambien porque conservan su pulimento hasta al infinito.

Cuando el cristal de roca es colorado por los óxidos metálicos, compone un grande número de piedras preciosas naturales muy apreciadas, como el *topacio del Brasil*, el *rubí de Boemia*, la *amatista*, la *agata*, la *cornelina*, la *calcedonia*, el *heliotropo*, la *aventurina*, etc, cuyos colores puros son debidos á los óxidos de hierro ó de manganeso. Las *agatas* por razon de su dureza se emplean para la fabricacion de morteros, de moletas y bruñidores.

El *ópalo* tan buscado por las damas, es el ácido silicico dilatado.

Las *piedras de molino* entre las que se muele el trigo; y que amenudo sirven para la construccion de paredes, los *pedernales* ó *silex* con los que se fabrican las piedras de fusil y para *eslabones*, las piedras areniscas tan útiles para el

pavimento de las calles, la fabricacion de piedras para amolar los instrumentos de acero, las arenas que entran en la composicion de las argamasas, de las alfarerías y de los vidrios, desde el vidrio comun hasta el cristal; los *jaspes* para adornos, los *trípolis* necesarios para el pulimento de ciertos cuerpos duros: no son mas que ácido sencillamente mezclado con algunas substancias estrañas, principalmente alumina y óxido de hierro.

Todas las aguas de fuentes, pozos y rios contienen mayor ó menor cantidad de este ácido, cuya solubilidad solo puede concebirse, admitiendo que el agua se halla en contacto con él, al momento en que se separa de una de sus combinaciones, se halla al estado gelatiniforme, circunstancia indispensable para poderse disolver sensiblemente en el agua. Los surtidores del valle de Rikum en Islandia son notables por la abundante cantidad de silice que tienen en disolucion. Estas aguas que llevan el nombre de *Geyzer* despiden chorros de 48 metros de altura, y algunas veces de $5\frac{1}{2}$ metros de diametro, en número de mas de 100 en una circunferencia de dos mil. El agua sale á borbotones de los depósitos, cuyas paredes interiores están cubiertas de incrustaciones silicias en forma de Col-y-flor. La temperatura de estos surtidores varían entre 80 y 100°. El agua sale ligeramente sulfurosa y contiene mas de 540 gramas de silice por quilógramo.

El ácido silisico no está menos esparcido en los órganos de las plantas y de los animales, pero todo esto es nada si se atiende á la abundancia de silicatos simples y dobles que forman por sí solos la mitad á lo menos de los minerales conocidos, y son los que constituyen la mayor parte de las piedras preciosas ó *gemmas*, y entre estas el Gergon y el *jacinto* de color rojo ó amarillo que son silicatos de circono.

El *topacio* es un fluosilicato de alumina, el *granato oriental* ó *sirio* muy buscado por su hermoso color rojo, es un silicato doble de hierro y de alumina.

La *esmeralda* y el *agua marina* de un hermoso color verde, son silicatos dobles de alumina y glusina.

La *zulita*, *ultramar*, cuyo rico color azul es tan buscado por los pintores, que pagan hasta 6400 francos el quilógra-

mo, y el *azul* de *ultramar* que se prepara con esta piedra, son un silicato doble de alumina y de sosa.

Los minerales tan conocidos con los nombres de *mica*, *serpentina*, *talco*, *espuma de mar*, *amianto*, etc, son tambien silicatos naturales.

Acabamos de decir que la sílice es infusible al mayor grado de calor. No obstante es digno de observarse que la mayor parte de sus compuestos con los óxidos, aun con aquellos que son infusibles gozan de una grande fusibilidad, y por el enfriamiento pueden obtenerse en placas transparentes.

Tómense separadamente arena blanca, cal y alumina, que como ya se sabe resisten á todo calor sin cambiar de estado, pero si estas tres substancias en proporciones iguales, despues de mezcladas, se sujetan al calor rojo, se formará entre sí una íntima combinacion, que será un *silicato doble de cal y de alumina* en masa líquida, muy fluida que podrá vaciarse, amoldarse, y que enfriandose conservará una limpieza y transparencia que ninguna de estas tres primeras substancias poseia antes de la operacion, quedando formado un *vidrio* perfecto.

En efecto los silicatos análogos obtenidos por una simple fusion de arena con los óxidos alcalinos, térreos, ó metálicos en proporciones determinadas, componen las numerosas especies de *vidrio* y de *cristal* que nuestra habilidad ha sabido fabricar, para que den paso á la luz del dia en nuestras habitaciones, vasos, copas, botellas para contener nuestras bebidas, *espejos* para reflejar y multiplicar los objetos, *esmaltes* ó *barnices* para preservar y adornar la superficie de nuestras vajillas. Este arte que tanto ha contribuido á los progresos de la civilizacion, en razon del apoyo feliz que se ha prestado á la mayor parte de las industrias y de las ciencias, es casi tan antiguo como el mundo, porque se afirma, que su descubrimiento ha seguido muy de cerca al de los metales y alfarerías.

Es pues el vidrio una verdadera sal, un silicato de base de potasa, ó de sosa un silicato de cal, ó de alumina, ó de óxido de hierro ó de óxido de plomo. Segun la naturaleza del silicato térreo ó metálico combinado con un silicato alcalino,

el vidrio presenta diferentes propiedades, y de aquí resultan las muchas especies de vidrios, cuyas aplicaciones son muy diferentes como se manifiesta en la siguiente tabla.

ESPECIES DE VIDRIOS.	SUBSTANCIAS CON LAS CUALES SE PREPARA.	NATURALEZA QUÍMICA DE ESTAS ESPECIES DE VIDRIOS	USOS DE ESTOS VIDRIOS.
VIDRIO PARA VIDRIERAS Y ESPEJOS. . .	Arena blanca, sal de sosa ó sulfato de sosa, pedazos de vidrio blanco, un poco de creta ó de cal y óxido de manganeso.	Silicatos de sosa y de cal, casi siempre mezclados con alumina, óxidos de hierro y de manganeso.	Vidrieria. fabricacion de espejos y cristales.
VIDRIO PARA VASOS.. DE BOEMIA. . CROWN-GLASS.	Las mismas substancias, con el carbonato de potasa en lugar del sulfato de sosa.	Silicatos de potasa y de cal.	Vasos para beber, de adorno, frascos, retortas, etc. El crown-glass sirve para hacer los anteojos de teatro, lentes de multiplicar é instrumentos de astronomía.
VIDRIO PARA BOTELLAS.	Arena ferruginosa, cenizas recientes, cernadas, sosas súcias de Barech, arcilla amarilla y cascos de botellas.	Silicatos de potasa ó de sosa, de cal, de alumina, y de óxido de hierro. Su color es debido en parte al hierro, y en parte al carbon.	Botellas comunes.
CRISTAL.	Arena blanca, carbonato de potasa purificado, óxido rojo de plomo ó *minio*, un poco de nitro y de borax.	Silicatos de potasa y de plomo.	Vasos para beber, frascos, etc.
FLIN-GLAS.	Idem.	Silicatos de potasa y de plomo, mas abundantes en plomo que el cristal.	Lentes acromáticos para anteojos astronómicos, todos los objetos opticos.
EXTRAS.	Cristal de roca ó arena blanca, potasa pura, minio, borrax y ácido arsenioso.	Silicatos de potasa y de plomo, mas abundantes en plomo que flin-glas.	Para imitar piedras preciosas.

No se puede describir minuciosamente la fabricacion de

cada una de las especies de vidrio que acabamos de enumerar. Dirémos en términos generales, que los diferentes materiales que se emplean para prepararlas, se reducen á polvo fino, se mezclan lo mas posible, despues se calcinan hasta que quedan del todo aglutinados en una sola masa, en seguida se funden en espaciosos crisoles en un horno particular, y cuando se ve que el vidrio está perfectamente fundido y sin burbujas, se espuma para separar las substancias estrañas salinas, llamadas *espumas* de *vidrio*, que sobre nadan en la superficie, y en seguida se trabaja.

Si cuando el vidrio está blando, se alarga rápidamente por medio de una rueda, por la que el hilo se arrolla, se obtendrán tubos vacios muy finos, que se podrian equivocar con la seda. Estos hilos pueden fácilmente torcerse como el hilo comun, rizarse como los cabellos por medio de un hierro caliente, y servir tambien para hacer penachos muy brillantes, tejer telas ó fabricar pelucas como se hacía en el último siglo. Quizá la moda renueve algun dia esta clase de industria.

Si el vidrio es solamente compuesto de arena y de potasa ó de sosa, será soluble en el agua hirviendo. El vidrio soluble ha sido preparado por Mr. Fuchs, quien lo empleó para preservar todas las substancias combustibles de la accion del fuego. Su disolucion mas ó menos concentrada aplicada sobre las telas, el papel, las maderas, etc, las hace incombustibles, porque forma á la superficie de estos cuerpos, mediante la desecacion un betun vidrioso, fusible por el calor, capaz de privarlas del contacto del aire necesario á su combustion. Todos los enseres del teatro de Munich han sido cubiertos con una capa de vidrio para dejarlos á salvo de incendios. Los demas teatros deberian imitar este ejemplo.

Los vidrios cuya base es de cal, sosa ó potasa son facilmente alterables por el agua hirviendo. Pierden su transparencia, el agua se vuelve alcalina y se precipita al fondo del líquido un silicato de cal insoluble. El agua produce pues la separacion de los dos silicatos, que componen esencialmente el vidrio, y este efecto es debido á la tendencia que ella tiene

por el silicato alcalino que es soluble. Los Alquimistas habian observado este fenómeno sin poderlo explicar, y se creian ver en esto la transformacion del agua en piedra, y siempre preocupados con la idea de fabricar oro y de descubrir la piedra filosofal, hallaban en este hecho un estímulo para continuar sus experimentos.

El aire húmedo ejerce con el tiempo una alteracion semejante en los vidrios de nuestras ventanas, y en los cristales de nuestros aposentos. Nadie ignora que los cristales pulimentados se empañan algunas veces por el contacto del aire, y que lo mismo sucede con los vidrios de instrumentos ópticos. Este resultado depende de la condensacion del vapor acuoso del aire, y si el vidrio es demasiado alcalino, el agua que le empaña, ataca poco á poco la superficie y causa una descomposicion, semejante á la que acabamos de hablar, y desde entonces el vidrio se queda deslustrado, y es preciso pulirlo de nuevo. Los tubos de vidrio, los frascos, las retortas y tambien los vidrios para los experimentos de los laboratorios, y los de reloj, presentan á menudo esta alteracion. Los vidrios de casas viejas, los de locales húmedos y comunmente calientes como las cuadras, á menudo presentan una superficie empañada y deslustrada, cuyo fenómeno se esplica del mismo modo. El menor cambio de temperatura hace saltar pequeños pedazos, y pequeñas escamas brillantes. Despues de algunos años estos vidrios, se hallan de tal modo alterados que presentan todos los fenómenos de la descomposicion de la luz, que producen las láminas delgadas, y algunas veces de un modo muy notable por la intensidad y pureza de los colores. El vulgo atribuye esos cambios á la influencia de la luna, porque no sabiendo á que atribuirlo ordinariamente recurre á la luz suave y misteriosa de este astro.

Los mismos efectos de los que acabamos de hablar, se observan tambien sobre los vidrios antiguos hallados en medio de las minas y tumbas, pues que al descubrirlos parece se hallan cubiertos con un barniz metálico, ó mercurio, su aspecto depende de la opacidad de la capa interior del vidrio

descompuesto, cuya capa emite toda la luz que traspasa la parte aun transparente.

Los vidrios colorados son vidrios blancos teñidos con los óxidos metálicos, fundidos en la pasta. El *azul* se obtiene con el óxido de cobalto, los *purpúreos, violados y carminados* con la púrpura de Casio, el protóxido de cobre y el silicato de manganeso, los *rojos obscuros*, con el peróxido de hierro; los verdes con el silicato de cobre, el óxido de cromo, ó con una mezcla de óxido de cobalto, de óxido de antimonio y cloruro de plata, los *amarillos* con el óxido de urano, el cromato de plomo, ciertas combinaciones de plata y mezclas de ácido antimonioso, y óxido de plomo, los *negros* y los *grises* con los óxidos de manganeso, de cobalto y de hierro.

Algunas centesimas de cada uno de estos ingredientes, mezclados con la masa del vidrio comun, son suficientes para hacerles tomar los diferentes colores que acabamos de indicar.

Con esta clase de vidrios colorados se fabrican las vidrieras admirables, que adornan las ventanas de nuestras Iglesias.

Con el *extras* colorado de este modo, se imitan los topacios, los rubíes, las esmeraldas, las amatistas y demas piedras preciosas naturales. Esta clase de industria que ha empezado en Alemania á mediados del último siglo, despues de algunos años se ha llevado á un tal grado de perfeccion por un joyero de Paris llamado Mr. Donault-Wielant, que la piedras facticias son tan hermosas como las naturales, y es preciso una grande habitud para distinguirlas en muchísimos casos. Los franceses han quitado este importante ramo de comercio á los alemanes.

El *extras* blanco sirve para imitar el diamante, dandole el mismo corte y montura.

El *azur* que se emplea para dar un tinte cerúleo á la tela ó á diferentes tejidos, y á la pasta del papel, es un vidrio colorado por el óxido de cobalto. Se prepara en grande en Sajonia, en la Hesse y en la Silecia tostando el mineral de cobalto, mezclandolo en seguida con el cuarzo ó

arena, y fundiendo esta mezcla llamada *zafre*, con la potasa ó la sosa, el resultado es un vidrio que se sumerge en el agua fria cuando está candente para dividirle. Inmediatamente se pulveriza con muelas horizontales, y el polvo que se obtiene se porfiriza como el esmeril, para obtener diferentes grados de finura que se denominan en el comercio *azur de primero, segundo, tercero y cuarto fuego*. Su precio es tanto mas elevado cuanto mayor es su tenuidad, y mas puro su color.

Finalmente los *esmaltes* son vidrios opacos ó transparentes, blancos ó colorados que se aplican por medio de la fusion sobre diferentes vajillas, lozas y metales, principalmente sobre el oro, la plata y el cobre. Componen silicatos de sosa, de plomo y de estaño. Con el óxido de estaño se da á todos los vidrios el aspecto blanco de leche y opaco, carácter con que se distingue el esmalte de la loza. Se coloran los esmaltes con las mismas substancias, aunque en mayor cantidad, que se emplean para dar color á los vidrios.

El arte de esmaltar no ha sido al parecer muy posterior al descubrimiento del vidrio, pues que los antiguos ya lo ejercitaban con mucha perfeccion.

Muchas veces se emplea el sulfato de cal ó simplemente huesos calcinados, para dar al vidrio la apariencia del Ópalo. (1)

Concluirémos la historia del vidrio, indicando el medio de pulimentar y grabar en pocos momentos los globos de cristal que sirven para lámparas, para los vidrios de

(1) Los adornos, los dibujos, las figuras de aspecto brillante y metálico que se ven incrustados en el interior de ciertos vasos de cristal, son sencillamente piezas pequeñas de porcelana blanca no barnizada que está cerrada entre dos capas de vidrio, junto con una ligera capa de aire. El procedimiento es como sigue: El cristal está vaciado en el molde, y entonces se aplica sobre aquel que aun está líquido, la figura de porcelana de antemano calentada, é inmediatamente se cubre con una capa de cristal que se comprime para dejar solamente la cantidad de aire necesaria á la formacion del reflejo metálico. Muchas veces se incrustan así pastas coloradas ó doradas que producen un hermoso efecto.

velones, de corriente de aire, etc. Es un arte moderno debido á Mr. De Puymaurin, antiguo director de la moneda de medallas, lo que es una de las aplicaciones mas curiosas de los compuestos químicos.

Se emplea para el grabado sobre el vidrio un ácido muy particular, cuya naturaleza y propiedades mas notables es necesario hacer conocer.

Se halla en la mayor parte de las vetas metálicas, una substancia mineral conocida de los tiempos mas remotos, por sus propiedades físicas muy notables, principalmente por los hermosos colores que afecta, por su transparencia y por su cristalizacion en grandes cubos. Desde el siglo XVI fué llamada *fluor* y *espato-fluor*.

Sehweukhardt manifestó en 1670 en Nuremberg que esta piedra calentada con el ácido sulfúrico desprende una substancia que corroe el vidrio. Scheele la llamó *ácido fluórico* por sus caractéres ácidos, y MM. Gay-Lusac y Thenard en el año 1808 la obtuvieron al estado de pureza.

Hoy dia se sabe sin dudarlo, que el ácido fluorico se compone de hidrógeno y de un metaloide del todo semejante al cloro, pero muy dificil de aislar, y se le ha dado el nombre de FLUOR.

El mineral de que hablamos llamado *espato fluor*, es un *fluoro de calcio* si despues de haberle pulverizado sutilmente se le calienta un poco con tres veces y media de ácido sulfúrico concentrado, en un aparato destilatorio de platina ó de plomo, se recoje en el recipiente un líquido blanco, humeante al aire, que es el *ácido hidro fluórico*, el que no puede conservarse sino dentro de vasos de plomo ó de platino.

Este ácido es el veneno mas enérgico de todos los corrosivos. Destruye los tejidos animales con una vehemencia y prontitud dificil de concebir. La menor cantidad puesta sobre la mano hace sentir instantáneamente dolores insoportables, y causa úlceras profundas y dificiles de curar. Su vapor diseminado en un grande espacio causa á las personas que se hallan en él, dolores debajo las uñas y estremidades de los dedos y

una inflamacion de ojos mas ó menos grave, por consiguiente se necesita una grande prudencia para tocar este ácido.

Ataca casi á todos los metales y los disuelve con muy viva efervescencia, producida por un desprendimiento de gas hidrógeno quedando fluoros metálicos. Solo el platino, el plomo y la plata no son atacados por él. Lo mas particular es que destruye repentinamente el ácido silicico formando agua, y un compuesto gaseoso que se llama *ácido fluosilicico*, y que solo es un fluoro de silicio. (Vease la reaccion.)

Acido hidro fluorico = hidrógeno + fluor.
Acido sili cico.. . = oxígeno. + silicio.

Agua. . . + fluoro de silicio gaseoso.

Por razon de esta accion, el ácido hidro fluórico, ataca, deslustra y corroe los vasos de vidrio y de cristal, las porcelanas y demas vajillas, y finalmente todos los vasos en los que la silice entra como principio constitutivo. Hé aquí como se saca partido de esta rara propiedad.

El ácido se emplea gaseoso ó líquido, segun el objeto que se propone. Bajo el primer estado da señales opacos, bajo el segundo los da transparentes.

Si se trata de no deslustrar toda una superficie, pero si solamente de trazar algunas figuras ó dibujos, se emplea el ácido gaseoso. Para esto se limpia el vidrio, se le seca bien, se calienta y se le aplica en capas homogeneas un barniz fundido. Este barniz compuesto de 4 partes de cera amarilla, y una parte de trementina ordinaria, queda bastante blando para que no se hienda, ni salte por el enfriamiento, y bastante transparente para poder calcar un dibujo colocado debajo de la lámina de vidrio. Entonces se sigue con una punta ó un buril sobre el barniz las líneas del dibujo, haciendo saltar el barniz que cubria el vidrio. Es de absoluta necesidad que en todos los puntos en donde se quiere que el ácido obre, el vidrio esté sin la menor cantidad de barniz, y perfectamente limpio. Cuando el dibujo está trazado se espone el vidrio á la accion del gas ácido hidrofluorico. Para esto se emplea una cajita de plomo de una figu-

ra proporcionada al cuerpo que quiere sujetarse á esta operacion. Se coloca dentro la cajita el espato fluor pulverizado con el doble de su peso de ácido sulfúrico concentrado. Se mezcla bien, se coloca el aparato sobre un fuego muy suave, y se pone sobre la abertura el vidrio que se quiere grabar. Despues de algunos minutos de haberse empezado el desprendimiento del gas, la operacion estará concluida. Inmediatamente se separa el vidrio ya grabado, se calienta ligeramente para fundir el barniz, se limpian, y se resiguen con un buril las líneas que no habrán sido bien atacadas.

Cuando se quiere emplear el ácido líquido, se sigue absolutamente el mismo procedimiento que se ha descrito para el grabado sobre el cobre con el agua fuerte, esto es, se contorna la superficie que debe grabarse con un pequeño relieve de betun, despues se vierte el ácido líquido y se deja secar al sol. En seguida se quita el barniz y se retoca el dibujo si es necesario.

Mr. Haun en estos últimos años ha perfeccionado el arte de grabar el vidrio con el ácido fluórico. Forma medias tintas y fuertes sombras con maravillosa facilidad, trasladando sobre el vidrio dibujos los mas complicados, dejandolos con la mayor perfeccion con un barniz particular, á fuerza de muchas precauciones que no me es posible manifestar.

Leccion vigésima primera.

METALES DE LA TERCERA SECCION.

SUMARIO.

Del zinc.—De sus aplicaciones al estado metálico y al de sulfato.—Del estaño.—De sus óxidos y cloruros.—De la *sal de estaño* y del *oxi-muriato de estaño* de las fábricas.—Teoría de los disolventes por la sal de estaño sobre las piezas teñidas en *solitario*. Del estaño de vajilla y otras aleaciones de estaño.—Del hierro.—De su abundancia en la naturaleza.—De la explotacion de los minerales de hierro.—Fabricacion del hierro fundido y del hierro dulce.—Del hierro batido y de la hoja de lata.—Del muer metalico.—Del acero y sus diferentes especies en el comercio.—De los óxidos y sales de hierro.—Del sulfato de hierro ó caparros á verde.—De las piritas ó persulfuros de hierro.

Entre los metales de la tercera seccion, el zinc, el estaño y el hierro, son los que principalmente merecen fijar la atencion, en razon de las innumerables aplicaciones de la mayor parte de sus compuestos, y de la utilidad que reportan en su estado metálico.

DEL ZINC.

Diariamente va en aumento la utilidad del ZINC. Durante mucho tiempo el uso del zinc ha sido limitado á la fabricacion del *laton ó cobre amarillo*, pero desde que los ingleses nos han enseñado á laminarlo, se emplea á la par del plomo para cubrir los edificios, construir depósitos de aguas, bañeras, canales, conductos, llaves, etc. De diez años á esta parte el consumo del zinc ha aumentado muchísimo, de

modo que antes del año 1825, solo se consumieron en Francia mil quintales métricos, cuando en el dia pasa de dos mil.

Este metal solo existe en la naturaleza en el estado de combinacion. Sus minerales los mas abundantes son el sulfuro llamado *blenda*, el silicato y el carbonato que se confunden con el nombre de *calamina*. Se extrae el zinc de estos, calcinandolos con carbon despues de haberlos quemado y reducido á polvo fino dentro de tubos de tierra, colocados de diferentes modos en hornos de grande corriente. El zinc despues de haber pasado al estado metálico mediante el carbon, se reduce á vapores que se condensan dentro de tubos exteriores. Se vuelve á fundir el metal para amoldarlo en planchas de poco espesor, del peso de algunos quilógramos, y asi nos viene de la Silecia, de Corintia, de Inglaterra y de la Bélgica, paises en donde los minerales de zinc son muy abundantes.

El zinc se conoce por su tejido lameloso, de color blanco que tira al azul, y por su brillo resplandeciente. Es blando y embota la lima, al golpe del martillo se aplasta y se abre. Está colocado entre los metales quebradizos y maleables. Presenta muchas dificultades para laminarlo, porque solo es maleable entre 130 y 150° del termómetro centígrado. A mayor temperatura se vuelve quebradizo hasta el punto de poderlo reducir á polvo dentro un almirez. El General Arlincourt de algunos años á esta parte tiene establecida una fábrica de laminar zinc en Santa Maria-Thierceville cerca de Guisors, y MM. Conteulx tienen otra en Romilly-sobre-Andelle, las dos en el departamento del Eure, y abastecen al comercio de hojas de zinc de muy buena calidad. El zinc les viene de la Silesia y de la Béljica.

El zinc se empaña al aire húmedo cubriendose de una ligera capa de óxido. Esta oxidacion aumenta á proporcion que el metal se calienta, y cuando está al rojo blanco arde vivamente despidiendo una hermosa llama blanca deslumbrante, y se convierte en protóxido, que se esparce por el aire en copos blancos muy ligeros, como se ha manifestado

anteriormente. Los fabricantes de fuegos artificiales aprovechan esta grande combustibilidad del zinc. Las estrellas tan brillantes que las *velas romanas* arrojan al aire cuando estallan y las que salen de las bombas y coetes volantes, son producidas por la llama del polvo de zinc inflamado por el salitre.

El zinc se ennegrece dentro del agua descomponiendola poco á poco, pero despues que su superficie está cubierta con el óxido, queda preservado de toda ulterior alteracion. Mr. Boutigny d' Evreux ha reconocido en el agua de lluvia que ha corrido por los techos cubiertos de zinc, la presencia de una corta cantidad de sales de zinc, y concluye que no deben emplearse como bebida, ni para la preparacion de los alimentos, porque las sales de zinc tienen una accion marcada sobre la economía animal. Esta conclusion es quizá demasiado exagerada, porque la cantidad de óxido de zinc que puede hallarse en el agua contenida en una sisterna debe ser en cortisima cantidad; ademas que este óxido solo puede existir en el estado de hidrato y carbonato, cuyas sales son casi insolubles, y tambien como se ha dicho, la costra ó capa de óxido una vez formada en la superficie del metal le preserva de una subsecuente oxidacion. MM. Thenard, Becquedel y Dulong, han manifestado en 19 de junio de 1837 al Instituto por una experiencia de mas de veinte y cinco años, que cuando la superficie está oxidada á una profundidad insensible, la delgada capa de óxido fuertemente adherida al metal hace las veces de un barniz preservador que se opone á los progresos de la alteracion. Desde este punto el zinc resiste á las acciones atmosféricas como un metal mucho meños oxidable. Con respecto á la inalterabilidad espontánea, el zinc no seria menos propio que el cobre para cubrir los edificios, y su uso es mucho mas económico. Por razon de su combustibilidad debe excluirse en la construccion de todos los monumentos levantados sobre maderas, no porque aumente las eventualidades de incendio, sino porque una vez encendido seria mucho mas dificil de apagar.

Es una condicion indispensable para la conservacion de los techos cubiertos de zinc, que no contengan clavos y soldaduras exteriores. Las hojas metálicas deben estar unidas, de modo que queden perfectamente libres todos los movimientos de contraccion y de dilatacion, á que están sugetas por la variacion de temperatura. Finalmente se correria la exposicion de tener las láminas de zinc corroidas en todo su espesor dentro muy corto tiempo, si no se evitase con mucho cuidado el contacto del metal con el yeso ó las argamasas calcáreas.

El zinc es uno de los metales mas atacables por los ácidos mas débiles. Se disuelve en casi todos, formando sales blancas con propiedades eméticas y purgantes. Asi cuando Mr. De la Follie de Ruan propuso en 1778, época que el zinc era escaso, substituirlo al estaño para el estañado de utensilios de cocina, cuya proposicion se ha renovado despues que el zinc ha sido muy abundante, los principales químicos establecieron que su uso podria causar accidentes perjudiciales, porque es atacado facilmente por los cuerpos crasos, por la sal comun, por los ácidos mas débiles, como el vinagre, el agrás, el zumo de limon, etc.

Mr. el General D' Arlincourt acaba de inventar una aleacion de zinc que es mucho menos alterable que este metal puro, y que debe reemplazarle con ventaja en todas las operaciones en donde este deba estar en contacto con soluciones ácidas ó salinas. En efecto esta aleacion es muy dificilmente atacada, y resiste á la accion del ácido sulfúrico á 20° de concentracion, por consiguiente podrá emplearse en los establecimientos de aguas minerales, para las bañeras, edificios y conductos en que se arrojan las aguas ácidas, los orines, etc., en la marina se podrá substituir al cobre con una economía de dos tercios para forrar los navios. La composicion de esta aleacion varía segun las aplicaciones que se hagan de ella. Si se emplea en las circunstancias en que lo es habitualmente el zinc, Mr. D' Arlincourt la forma añadiendo á una grande can-

tidad de este metal, una corta porcion de estaño fino y de plomo, cuya adicion no llega á aumentar el precio de cinco centimos por quilógramo. Pero si se emplea la aleacion para bañeras y canales de tejados, etc, no contendrá plomo, y con todo resistirá como la primera al ácido sulfúrico á 20°.

Cuando se trata el zinc con el ácido sulfúrico débil, se desprende mucho mas gas hidrógeno, y resulta sulfato de protóxido de zinc, como se ha dicho en una de las primeras lecciones. Si despues de la disolucion del metal se concentra el líquido, se obtiene el sulfato en prismas blancos muy hermosos.

Esta sal en el comercio circula en masas como el azúcar, ó en hojas considerables ó en pequeñas agujas muy hermosas. Es transportado principalmente de Rammelsberx, cerca de Goslar, en el Harz, en donde se obtiene tostando la blenda que el aire transforma en sulfato. Se le dan los nombres de *caparrosa blanca*, de *vitriolo blanco* y de *vitriolo de Goslar*. Los fabricantes de indianas consumen mucho para la composicion de ciertas reservas. Emplean para el mismo uso el nitrato y el cloruro de zinc. Antes de descubrirse el tártaro emético, los médicos se valian del sulfato de zinc en la cantidad de algunos granos para promover el vómito. Los fabricantes de barnizes lo utilizan para volver el aceite secante y para preparar el color conocido con el nombre blanco de zinc.

DEL ESTAÑO.

El ESTAÑO que desde el tiempo de Moises ya era muy usado, no se halla en el interior de la tierra sino en estado de súlfuro y de óxido.

El súlfuro es muy raro, el óxido al contrario muy abundante, principalmente en las Indias, en Méjico, en el Brasil, en Inglaterra, en Boemia, en Sajonia y en España. La Francia solo posee cortos depósitos de este mineral.

Se halla casi siempre en vetas, en montones en los terre-

nos antiguos y ordinariamente en arenas de Aluvion, en estado de deutóxido ó peróxido de estaño. Despues de haberlo lavado con mucho cuidado, se calcina con carbon en un horno de reververo, de donde se extrae facilmente el estaño para los usos artisticos.

Las minas de estaño del condado de Cornuailles en Inglaterra, que son muy considerables, han sido explotadas desde los tiempos inmemoriales, porque sus productos llamaban en los puertos de la Gran Bretaña á las embarcaciones de lo Fenicios que iban á cargar, pero despues de la destruccion de Cartágo los comerciantes de Marsella se apoderaron de este comercio, y transportaban el estaño de Cornuailles á Narbona. Cuando la Inglaterra fué conquistada por los Normandos, estos se apoderaron de las minas de estaño de Cornuailles, y sacaron grandes ventajas de ellas. En el siglo XIII no se conocia en Europa otro estaño que el de Debon y de Cornuailles, porque los Moros habian debastado y cegadó las minas de España, y hasta el año de 1240 la Alemania no empezó á explotar las minas de estaño que posee. La Francia hasta el año de 1809 no ha sacado ventaja de sus minas de la alta Vienna, y de la Loire inferior, pero sus productos son aun muy limitados. España, Boemia, Suiza y Rusia hacen tambien remesas de estaño, pero en muy corta cantidad. Las minas de estaño de Inglaterra producen anualmente de 4500 á 5000 barriles, de valor de 7500000 francos. La Isla de Banca en las Indias, produce por sí sola mas de 35000 quintales métricos.

El estaño de las Indias es el mas puro. Se llama *estaño de sombrero*, porque está en piramides cuadrangulares truncadas en su cuspide, y cuya base tiene un reborde horizontal saliente. El estaño de Inglaterra que está en pedazos mas ó menos pesados contiene cobre y una corta porcion de arsénico. El estaño de Alemania es el mas impuro.

Este metal de un blanco gris, poco reluciente, es blando y muy maleable, y comunica á los dedos un olor particular. Cuando está en baritas se dobla facilmente y deja sentir un crujido particular que se llama el *grito* del *estaño*, de-

bido al quebranto de los cristales rudimentarios que contiene la masa. La intensidad del grito es tanto mayor cuanto mas puro es el estaño.

Se empaña muy prontamente en el aire húmedo, pero su oxidacion es solamente superficial. Manteniendolo fundido en un crisol se cubre de una pelicula gris, que se reproduce á medida que se separa, y concluye por convertirse completamente en peróxido de estaño gris, que vulgarmente se llama *potea*. Este óxido es empleado en la preparacion de los esmaltes, y servia desde mucho tiempo para pulir los espejos. Generalmente se añadia un poco de plomo al estaño que queria convertirse á *potea*, de suerte que entonces este era una mezcla de dos óxidos. La adicion del plomo facilita la oxidacion del estaño mucha mas pronta, probablemente por razon de la afinidad de los óxidos.

Los operarios que en las calles refunden las cucharas viejas de estaño, separan con cuidado la superficie del metal fundido. Esta película gris le llaman la grasa, y cuanto mas la calientan, mayor cantidad obtienen, y por consiguiente añaden mas estaño del que se les ha dado. Esto es un doble beneficio para ellos, porque esta crasa, que hacen como que desprecian, les produce estaño puro cuando la calcinan con carbon, lo que no dejan de hacer cuando están solos, y nadie les puede observar.

El estaño apenas es atacado por el ácido sulfúrico, pero el ácido nítrico obra sobre él aun en frio, con una violencia estremada. El metal se cambia en un polvo blanco insoluble, debido al peróxido de estaño, semejante al que se halla en la naturaleza.

El ácido hidroclórico disuelve el estaño á la temperatura ordinaria, despidiendo gas hidrógeno fétido. El licor contiene *protocloruro* de *estaño*, que puede obtenerse por la concentracion y enfriamiento en pequeñas agujas blancas y brillantes, de un olor y sabor insoportables, formando la *sal de estaño* del comercio. Su disolucion puede considerarse como un poderoso desoxigenante, y á este fin es un agente importante para los fabricantes de pintados, para separar

el oxígeno á muchísimas substancias, y principalmente á los peróxidos de hierro y de manganeso; por lo que esta sal es empleada como disolvente sobre los fondos formados con estos dos óxidos. Rebajados estos por ella á un menor grado de oxidacion, pueden mezclarse con el disolvente, y para llegar mejor á este fin, se le añade siempre ácido hidroclórico.

Véanse estos líquidos rojos que contienen en disolucion el peróxido de manganeso, que echandoles un poco de sal de estaño, de repente pierden el color porque esta sal convierte el peróxido de manganeso en protóxido blanco. Esto mismo que pasa con este líquido dentro del vaso, los fabricantes de indianas lo practican sobre sus telas. Por este medio forman dibujos blancos sobre los fondos *solitarios* obtenidos con una sal de manganesa: cuando quieren obtener dibujos colorados, añaden al disolvente deocciones de palo de Fernambuco, de Campeche, ó de grama de Persia, de azul de Prusia, ó de sub-cromato de plomo las que coloran las partes disueltas por la sal de estaño en rojo, en rosa, violeta, amarillo, azul y anaranjado.

Con lo poco que se acaba de decir, queda manifestado lo mas interesante y principal acerca el arte de estampar las telas pintadas, arte del todo químico que practica en grande los curiosos experimentos que se hacen en los laboratorios.

Pero no se limita precisamente á esto las aplicaciones del proto cloruro de estaño. Es tambien un precioso mordiente principalmente para los colores de violeta, á los que aumenta mucho su brillo. Sirve tambien para modificar el matiz de algunos otros, y se emplea en cantidad para avivar el color rojo de Indias, ó de Andrinópoli.

El agua régia disuelve el estaño con energía, y le convierte en percloruro soluble. Concentrando la disolucion hasta que se reduzca en masa blanca y compacta por el enfriamento, se obtiene lo que se llama en las fábricas *óxido muriático* de *estaño*, ó *mordiente* de *estaño*, que es muy empleado para teñir las lanas de color de escarlata, y el algodon en rojo del Brasil y amarillo de Cuercitron.

El estaño menos alterable por el aire y por diferentes líquidos, que la mayor parte de los demas metales, se emplea para trabajar muchísimos utensilios para el uso doméstico, como cucharas, platos y vasos. Sirve tambien para estañar los vasos destinados á cocer los alimentos.

Generalmente se añade plomo al estaño para disminuir su precio, y hacer su trabajo mas fácil. Una comision de químicos se encargó por una órden del gobierno de averiguar en que proporciones debian alearse estos dos metales para que su mezcla no fuese dañosa á la salud en la construccion de nuevas medidas métricas para los líquidos. Esta comision reconoció que sin ser perjudicial podian unirse en cada ochenta y dos partes de estaño 18 de plomo, por consiguiente fué fijado por una órden del gobierno, que la calidad del estaño para la fabricacion de medidas y demas vasos destinados para contener substancias alimenticias, podian añadirse á 82 centímos de estaño $1\frac{1}{2}$ de plomo.

Como el plomo es mucho mas barato que el estaño, los estañeros aumentan cuanto pueden la cantidad del primero y muchas veces para dar mas dureza al estaño de bajilla, le añaden un poco de antimonio. De algunos años á esta parte todo el que se vende con el nombre de *metal de Argel* para la construccion de cubiertos, es una aleacion de estos tres metales. Con esta misma aleacion cargada con un poco mas de antimonio, se construyen las láminas para grabar la música. El *metal llamado de la Reyna* con el que se construyen teteras y demas vasos, consta de nueve partes de estaño, una de bismuto, una de antimonio y una de plomo. La *soldadura* de los *plomeros* está compuesta de una parte de estaño y dos de plomo.

El estaño en hojas que sirven para cubrir las botellas eléctricas, las cajas que deben contener tabaco, etc, para envolver chocolate, azúcar de manzanas, etc, contienen siempre cierta cantidad de plomo. Las hojas de *talco* ó *bricho* que se venden en el comercio, obtenidas por el martillaje, á fin de que no se rompan con el choque, se trabajan entre dos hojas de estaño de mayor espesor, de suerte que el choque

recibido por la hoja superior se transmite á las hojas intermedias, las que se extienden sin romperse, sea cual fuere su tenuidad.

Margraf químico de Berlin en el año de 1746, manifestó que el estañado y las bajillas de estaño eran de un uso peligroso, por razon del arsénico que el estaño contenia, cuya voz se esparció en todas partes, pero Vayen y Charlar fueron comisionados por el gobierno de repetir los experimentos del químico Prusiano, los que en el año 1771 demostraron que los temores que se tenian sobre el daño que podia causar el estaño de bajilla, no eran fundados, porque la cantidad de arsénico que generalmente contiene, es siempre demasiado débil para ejercer una influencia dañosa sobre la salud. Boyer se aseguró de que un plato de estaño que por espacio de dos años consecutivos usaba en todas sus comidas, solo habia perdido 21 centigramos de su peso, y que el arsénico que podian haber contenido estos 21 centigramos quizá perdidos mas bien por la limpia diaria de este plato que por su uso, no ascendia probablemente á mas de un centesimo de milligramo por dia.

Veremos despues las demas aleaciones en las que entra formando parte el estaño.

DEL HIERRO.

Si el HIERRO no es el mas hermoso y el mas brillante de los metales, seguramente es el mas precioso para el hombre, porque es el que mas se emplea en toda la industria, y como lo dice Foncroy, es el alma de todas las artes, el manantial de casi todos los bienes, y la perfeccion de su trabajo es en todas partes el término de la inteligencia. Bajo los tres principales estados de *hierro fundido ó crudo, hierro forjado y de acero*, llena tan diferentes objetos que reemplaza muchísimos otros metales. Todos los pueblos conocen su grande utilidad, de modo que cuando una embarcacion que va á hacer descubrimientos llega á una nueva isla, lo que llama la atencion de los habitantes es una hacha, una

hachuela, una aguja, un clavo viejo, y para poseer estos objetos, aquellos ceden solicitamente sus efectos mas preciosos.

No hay ningun metal, cuyos compuestos sean tan abundantes y tan diferentes en el interior de la tierra. Se halla en todas partes, pero jamas al estado nativo, ni aun en estas masas caidas de la atmósfera, ó en estos *meteoros*, en los que se le consideraba en estado de pureza; está siempre aleado con otros metales, principalmente con el nikel, el cromo, y el cobalto.

Se cuentan á lo menos diez y ocho especies minerales, de los que forma la base, los mas comunes son los óxidos, los súlfuros, los carbonatos, los fosfatos, los silicatos y los sulfatos de hierro. Y es infinito el número de rocas minerales y piedras, que contienen este metal, como principio accesorio. Hablando con toda propiedad es el que en el reino mineral sirve de principio colorante. Se halla igualmente casi en todos los órganos de los animales, y no hay vegetal que sus cenizas no le contengan en cantidades perceptibles.

Los minerales de hierros que se explotan para la estraccion del metal, son sin embargo en corto número, y generalmente los que se benefician son los óxidos y el carbonato.

El peróxido de hierro natural se manifiesta bajo diferentes figuras, unas veces cristalizado y con brillo metálico, como el *hierro oligisto* y el *especular* formando montones y montañas enteras en los terrenos primitivos (en el Brasil Suecia, isla Elva, Framont en los Bosges). Otras veces está en masas compactas y sin figura determinada, rojas y sin brillo, como el *óxido rojo* de *hierro* que particularmente se llama *hematites roja*, cuando tiene su textura fibrosa, y entonces la llaman los artistas *piedra para bruñir*, porque se emplea para pulimentar ciertos cuerpos, y en particular los metales. Finalmente combinado con cierta cantidad de agua se halla en concreciones ó en masas térreas, casi siempre mezcladas con arena, arcilla y carbonato de cal. En este estado tiene un color amarillo obscuro, mas ó menos intenso, formando los minerales llamados *hierro limonita* ú *olitico hematites obscura* que dan trabajo á grande número de fraguas de Fran-

cia. Cuando está en bolas vacías en el centro, y contiene un núcleo móvil, toma el nombre de *piedra* de *aguila* ó *oetita*, que los antiguos llevaban como preservativo porque le atribuyen la propiedad de alejar á los ladrones y favorecer el parto; pero era indispensable que estas bolas hubiesen sido halladas en el nido de una águila.

El *óxido* de *hierro magnético* de los mineralogistas que con ventaja se explota en la Suecia, Noruega, Piamonte, Ungria, en los montes Aurales, en los de Altay, y en los Estados-Unidos, es un óxido intermedio, es decir que resulta de la combinacion del protóxido y del peróxido de hierro en cristales ó en masas con brillo metálico, formando el iman natural.

El carbonato de hierro llamado vulgarmente hierro espático, forma capas muy importantes en los terrenos antiguos de Sajonia, Bohemia, Tirol, Stirie, Pirineos y Delfiñado. Muchas veces se halla en masas compactas en terrenos de hulla como en Saint-Etiene en Anzint, y en la mayor parte de las minas de Inglaterra, ofreciendo la ventaja de hallarse al lado del combustible necesario para su explotacion, al que le llaman hierro de las hullas.

La extraccion del hierro es de las operaciones de mas trabajo de la metalurgia. Se ha llegado á poner el mineral al estado de hierro colado, añadiendole mas ó menos carbon, y convirtiendole despues en hierro dulce.

Despues de haber mezclado el mineral groseramente pulverizado con las cantidades necesarias de carbon y de fundente, esto es arcilla, si el mineral es demasiado calcáreo, ó creta, si contiene demasiado arcilla, se le echa en unos hornos particulares, llamados altos hornos, por razon de su grande altura comparada con su anchura. Véase la siguiente figura de uno de estos hornos muy usados en el Norte de Europa.



Hay máquinas cuya fuerza es tan intensa, que introducen algunas veces hasta 100 metros cúbicos de aire por minuto, soplando por la parte inferior del horno, y determinando prontamente una temperatura mas elevada.

El mineral se desoxigena á expensas del carbon. Las substancias térreas que le acompañan se vitrifican por medio del fundente, y el metal con exceso de carbon cae fundido por razon de su densidad en el crisol inferior, en donde forma un baño líquido, en el que sobre nadan las substancias estrañas vidriosas y escorias, las que de cuando en cuando se separan. Cuando el crisol está lleno de metal, se destapan, por la base, y una corriente de hierro fundido candente, se esparce por los surcos triangulares que se han vaciado en la arena que cubre el suelo de la fundicion. De este modo se obtiene el hierro fundido en barras, que se llama en las fundiciones *goa* ó pedazo de hierro, segun sale de la hornaza donde se funde.

Muchas veces se dirije el metal fundido á unos grandes moldes enterrados en la escavacion que siempre está frente del horno, ó mejor aun se vacia en moldes de madera llenos de arena, los que solo están destinados para la fabricacion de piezas pequeñas, como ollas, balas de mayor ó menor grandor, etc.

Despues de algunos años se ha introducido en las fundiciones de hierro una mejora considerable, que consiste en inyertar en el mineral que está dentro de los altos hornos, en lugar del aire frio como comunmente se hace, aire calentado

á una temperatura de 160°, hasta 400°, por este medio con menos combustible se obtiene mucho mas producto, y los altos hornos funden con mas regularidad. Este procedimiento se ha puesto en practica en las fundiciones de la Clida en Escocia. Tambien se ha hecho aplicacion del aire caliente en las forjas de los herreros y de los cerrajeros con feliz resultado. El aposento de calentar el aire para una grande forja de cerrajero, cuesta de 80 á 100 francos. La economía del hierro puede ascender de 2 á 10 por 100, segun el grandor de las piezas, y la de la hulla de 36 á 40 por 100.

Las piezas de hierro fundido obtenidas por el procedimiento arriba descrito, varia en sus prodiedades, tanto por la naturaleza del mineral como por la temperatura que necesita para fundirse. Todas las diferentes calidades del hierro fundido del comercio, pueden reducirse á dos principales, á saber blanco y gris.

La primera es muy dura, laminosa, quebradiza y dificil de trabajar, y está particularmente destinada par la preparacion del hierro y del acero. La segunda es dulce, granujienta, y menos quebradiza y suceptible de tornearse y taladrarse. Esta se emplea casi exclusivamente para trabajar las piezas amoldadas, despues de una doble fusion. Con esta se fabrican los instrumentos modernos, las máquinas de vapor ausiliares, tan poderosos del talento del hombre, los petriles, colunas, rejados que adornan nuestras ciudades y casas, y cañerias que parecidas al sin número de vasos que hacen circular la sangre en todas las partes del cuerpo, conducen en todos sentidos debajo del enlozado de nuestras ciudades, y distribuyen por todas partes el agua tan necesaria á la vida y al gas luminoso que embellece nuestras plazas públicas y tiendas.

El hierro fundido es esencialmente compuesto de hierro, carbono y silicio, aunque accidentalmente se halla en el manganeso fósforo y azúfre. La cantidad de todas las substancias estrañas varía de 5 á 6 por 100, entre las que el carbon entra generalmente de 2 á $2\frac{1}{2}$. El hierro fundido blanco contiene siempre menos silicio y fósforo, pero mas manganeso que el hierro fundido gris.

La *afinacion* de la fundicion, es decir su conversion en hierro ductil y maleable, consiste en calentarla fuertemente al contacto del aire, á fin de oxidar el carbon y demas substancias estrañas. Esta operacion se ejecuta en un horno de una cabidad cuadrada, en la que se coloca el hierro de fundicion con carbon de leña ó coac. La combustion es avivada por el aire de un fuelle. El hierro entra de repente en fusion, el carbon y los metales estraños arden con una corta cantidad de hierro, formando escórias á la superficie del baño, y poco á poco el hierro libre del carbon se separa y toma la forma de grumos, el operario los reune en una sola masa llamada *lobanillo* ó *zorro*, la quita con unas tenazas y la conduce sobre una plancha de hierro colocada al suelo del taller. Inmediatamente muchos trabajadores le hacen salir de todas partes las escorias, golpeandola con gruesos mazos y dandole una figura sensiblemente esférica. En seguida se coloca debajo de un *martinete* para comprimirla mas fuerte, que se llama *doblar* el *lobanillo*, operacion muy importante para separar todas las substancias vidriosas, y unir bien todas las partes para obtener una masa homogénea y bien cerrada (1).

El *lobanillo* á la primera doblez no puede tomar la forma de barra que debe despues tener. Es preciso volverle dentro del horno, y cuando está convenientemente caldeado se coloca debajo del martinete para forjarlo de nuevo, y solo despues de cuatro veces de *caldeado* queda enteramente forjada la barra en estado de expenderla para el comercio. (2)

Muchas veces en lugar de batir el lobanillo debajo del martinete, al salir del horno se le hace pasar entre cilindros en figura de media caña, que le comprimen fuertemente y le dan la forma de barra.

(1) Se solda el hierro con el hierro, haciendole enrojecer al calor blanco y golpeandole con el martillo. El hierro es el solo metal que puede unirse sin substancia intermedia.

(2) Forjar el hierro es golpearle cuando está enrojecido al fuego, templar el hierro es amartillarle en frio sobre un ayunque con un martillo. Estas son dos operaciones bien distintas. La última da al hierro mayor fuerza y densidad, y la primera le hace tomar todas las formas que se quieren.

Se cuentan en Francia 500 hornos de fundicion y 1400 de afinacion, que producen cada año 5 millones de quintales métricos de hierro.

En los Pirineos, Cataluña, Italia, Córcega, Prusia y en Noruega se trabajan los minerales de hierro con hornos muy bajos, y con una sola operacion se obtiene el hierro ductil. Este método muy espedito se extiende mas y mas, y se llama método *catalan ó francés*, y solo se emplea para trabajar los minerales muy fusibles y muy abundantes.

El hierro obtenido por cualquiera de los dos procedimientos no puede considerarse absolutamente puro. El hierro mejor preparado en barra contiene siempre $\frac{1}{2}$ por 100 de carbon y cerca de $\frac{1}{2}$ milesima de silicio. Conteniendo azufre, arsénico ó cobre tiene el defecto de ser fragil, cuando se le forja al calor rojo. Si contiene fósforo se deja trabajar en caliente, pero se rompe cuando se quiere doblar despues de frio, y se le llama *hierro quebradizo en frio*, y no puede templarse ni pasarse por la hilera.

El carbono contenido en el hierro, lejos de perjudicarle como lo hacen otras substancias, al contrario le da calidades que le hacen mas ventajoso para ciertos usos artísticos. Adquiere sin volverse quebradizo cierta fuerza que pierde con el carbon. En efecto el hierro del todo puro, es muy flexible, muy blando y muy espuesto á desgastarse.

Lo que se llama *hierro batido*, no es otra cosa que el hierro reducido á muy corto espesor por medio del martinete ó laminador. El hierro batido de mayor espesor que actualmente se emplea para la construccion de calderas de vapor, se llama *batido fuerte*, y algunas veces en el comercio *hierro negro*. La *plancha delgada* se emplea en la fabricacion de *hoja de lata*. Esta es simplemente una plancha de hierro cubierta en sus dos caras con una capa delgada de estaño puro. Reservado el hierro por el estaño, que es muy poco alterable, tiene una duracion mucho mas larga y puede utilizarse en muchos mas casos que cuando estaba en el estado ordinario.

Para obtener la hoja de lata, cuya fabricacion tuvo origen

en Alemania, se limpia perfectamente la plancha de hierro, y se sumerge en un vaso de estaño fundido. Despues de media hora se saca con su superficie bañada de una porcion de estaño que muy pronto se solida. Esto no es una simple sobreposicion del estaño sobre el hierro, la primera capa en contacto inmediato con la lámina de hierro está realmente combinado con ella, de suerte que es preciso considerar la hoja de lata como formada de una lámina de hierro de una aleacion de hierro y de estaño, y finalmente de una capa de mayor ó menor espesor de estaño.

La hoja de lata inglesa durante mucho tiempo ha sido preferida á la de los demas paises, pero en el dia las fábricas francesas expenden hojas de lata á lo menos tan buenas como aquellas. Si se pasa sobre la hoja de lata ligeramente calentada una pequeña esponja embebida de agua acidulada con los ácidos nítrico é hidroclórico, se separa la capa superficial de estaño quedando manifiesta la que está adherida al hierro cristalizado cuando se enfrió. Por este medio se hacen aparecer, cristalizaciones y dibujos variables que producen un hermoso efecto, lo que se ha llamado *muer metálico*.

Allarden el año 1816 practicó con muy buen resultado el arte de fijar el muer sobre la hoja de lata. Esta hermosa industria tuvo una grande aceptacion, pero de poca duracion.

Se modifica á discrecion la cristalizacion del estaño sobre la hoja de lata, y por consiguiente el aspecto del muer, el que algunas veces representa dibujos muy pequeños, como los del granito y otras veces hojas, estrellas, lazos mas ó menos extensos, que se presentan mas claros y mas hermosos cubriendolos con un barniz colorado.

El *acero* es el hierro combinado con solo algunas milésimas de carbono y de silicio, es un carbono de hierro que generalmente contiene menos carbono que el hierro fundido. El descubrimiento de este compuesto y el de los instrumentos cortantes está aun ignorado. Los habitantes del Oriente supieron desde la mas remota antigüedad preparar el acero y fueron los que propagaron este arte, como mu-

otros á las naciones Europeas. Las armas blancas fueron fabricadas con esta substancia desde el siglo x, y sin embargo hasta el siglo XIII no se empezó hacer uso de las espadas. Los pequeños instrumentos de acero, como navajas y tijeras, no fueron conocidos hasta mucho tiempo despues. En Inglaterra no se vendieron agujas hasta el reinado de la reina Maria, y alfileres hasta el fin del reinado de Enrique VIII.

El acero toma un hermoso brillo despues de pulimentado. Es mas fusible y mas maleable y menos ductil que el hierro. Lo que le distingue de este, es la facultad de adquirir propiedades del todo nuevas cuando despues de enrojecido se le enfria bruscamente, sumergiendolo en el agua fria, pues entonces se vuelve muy elástico, menos denso, menos ductil, menos maleable, mas duro y muy quebradizo en frio. Su dureza llega á tal grado que raya el vidrio y resiste á las mejores limas. En este estado se llama *acero templado*. Se ignora enteramente lo que pasa al *templar* el acero, y cuales son las modificaciones físicas que sufre, á pesar de que este fenómeno hace mucho tiempo que los físicos y los artistas han fijado mucho su atencion.

No calentando el acero templado sino hasta el momento en que su superficie se enrojece, esto es, al mismo punto que necesita para templarse, y dejandolo enfriar despues lentamente ó no sumergiendolo dentro del agua fria, sino cierto tiempo mas ó menos prolongado, se practica la operacion del *recocido* que tiene por objeto darle los grados de dureza y de elasticidad variables y necesarios al género de fabricacion, al que se le destina, y porque el acero raramente toma en el acto de templarse el grado de dureza necesario para el uso que quiere emplearse, es preciso *recocerlo*.

Prescindiendo del temple hay otro medio de diferenciar el acero del hierro y consiste en dejar caer sobre su superficie una gota de ácido sulfúrico diluido, la que produce una mancha negra, efecto de poner libre su carbon, mientras que sobre el hierro solo produce una mancha verdosa que el agua facilmente la disuelve. El mismo medio puede

emplearse para manifestar la homogeneidad del acero. En este caso las manchas negras formadas por el ácido deben tener la misma intensidad de color.

Finalmente el acero es mas atraido por el iman que el hierro, y conserva mas tiempo la propiedad magnética que se le ha comunicado, por cuya razon los imanes artificiales son preparados con preferencia con aquel.

Se conocen cuatro especies de acero en el comercio. 1º *Acero natural* ó de *fundicion*, el que se obtiene afinando el hierro fundido blanco, ó tratando los minerales de hierro muy ricos por el método catalan. Con la especie mas comun se fabrican los sables, las espadas, los floretes, las sierras, los resortes de carruages, toda especie de cuchillos ordinarios, los instrumentos de labranza, etc.

2º *Acero de cementacion* se prepara calentando fuertemente el hierro en barras, en medio de un polvo compuesto de carbon, de sebo, de cenizas y de sal marina. Se emplea para la fabricacion de limas y objetos de quinquilleria. Se solda con el hierro para la construccion de martillos, cizallas, ayunques, etc.

3º *Acero fundido* ó *fino*, el que se obtiene fundiendo las dos especies de acero anteriores, y que por consiguiente resulta mucho mas homogéneo. Hausman fué el primero que le preparó en el año 1751. Como este acero por medio del temple puede adquirir una dureza y tenacidad muy excesiva, se trabajan con él los buriles y las tijeras para cortar las piezas de hierro fundido, el hierro comun y los demas aceros. Es susceptible de tomar el mejor pulimento, asi es empleado con preferencia para la construccion de cuchillos finos, adornos de acero, resortes de reloj, instrumentos de cirugia, cuños de monedas, laminadores, etc.

El uso del acero se ha hecho mas comun desde que se ha llegado á soldarle con el hierro. Los instrumentos que tienen el dorso de hierro, son preferibles á los que son todos de acero, porque aquellos son menos frágiles.

4º La última especie de acero conocida en las artes es llamada *Wootz, acero de la India, acero de Damasco,*

con la que los del oriente desde tiempo inmemorial fabrican aquellas excelentes hojas de sable llamadas *damas*, nombre de la villa de Siria en donde se preparan. Estas hojas presentan en su llano dibujos de muer muy variados, vetas alternativas, blancas y negras, finas ó cintadas, entrelazadas, cruzadas ó paralelas. Sus instrumentos cortantes son tan buenos, y los orientales son tan hábiles en manejarlos, que con la misma facilidad cortan una masa de algodon mojado como un pan de manteca, pero estas hojas tienen el defecto de romperse como el vidrio.

Los dibujos que se presentan sobre este acero deben atribuirse al parecer, á la presencia de un carburo de hierro regularmente cristalizado, que ha salido por la accion de los ácidos débiles, y formado entonces esta especie de muer gris, que sobre sale de un fondo mas claro.

No se conoce aun este procedimiento oriental, pero á favor de los experimentos de muchos químicos muy distinguidos, las fábricas francesas trabajan ahora láminas damascadas que presentan el aspecto, la calidad y ligereza del todo igual á las que nos llegan del Oriente. Las manufacturas de las embocaduras del Ron envian al Oriente hermosas hojas damascadas en las que el platino está unido al acero. En efecto se sabe que añadiendo al acero ordinario solo algunos centesimos de platino ó de plata, ó de algunos otros metales, se le hace adquirir excelentes cualidades y la facultad de tomar un bello damasco por medio del ácido sulfúrico.

El hierro en sus combinaciones con el oxígeno, con el azúfre y los ácidos, componen muchas substancias útiles á las artes. Debemos manifestar algunas de las mas principales.

Existen dos óxidos de hierro, el uno es el peróxido que compone los minerales, de los que hemos hablado anteriormente, y que se forma á la superficie del hierro metálico, de la fundicion y de los aceros abandonados al aire húmedo. Los químicos le obtienen puro, disolviendo el hierro con el agua regia, y tratando la disolucion con un ligero exceso de alcalí se precipita en copos rojizos.

El protóxido se forma desde luego que se trata el metal con el ácido sulfúrico diluido, en este caso se desprende gas hidrógeno y queda en la disolusion sulfato de hierro. Si en esta se le vierte potasa se precipita una substancia blanquizca que es un hidrato de protóxido y es imposible reducirlo al estado seco en razon de la prontitud con que absorve el oxígeno del aire y se cambia en peróxido. Esta substancia blanquizca que ha cambiado el color desde que se ha precipitado, vuelve sucesivamente verdosa, obscura, amarilla y despues roja á proporcion que aumenta su sobreoxidacion. Se le hace tomar de repente el color rojo rociandole con el cloro líquido, el que descomponiendo el agua y uniendose con el hidrógeno, pone en libertad su oxígeno que el protóxido de hierro de repente absorve.

Existe tambien un óxido de hierro negro que se forma cuando se calienta el hierro al contacto del aire, cuando se descompone el agua por este metal igualmente rojo, y finalmente cuando se humedecen con agua las limaduras de hierro, y se abandona por algun tiempo la pasta al aire libre ó en vasos cerrados. Pero este óxido negro que tan pronto se llama *escamas de hierro* como *etiope marcial*, es un compuesto con proporciones fijas de protóxido y de peróxido de hierro, formando un óxido intermedio, análogo al óxido de hierro magnético natural.

Disolviendo el protóxido de hierro en los ácidos forma sales facilmente cristalizables y de color verde de esmeralda pálido. El peróxido forma con estos mismos ácidos sales dificilmente cristalizables de color rojo obscuro. Estas dos clases de sales de hierro facilmente se reconocen, porque ennegrecen la infusion de nuez de agallas formando *tinta*, y dan precipitados azules mas ó menos intensos con el reactivo vulgarmente llamado *prusiato de potasa amarillo*. Estos precipitados son *azul de Prusia*, substancia colorante muy útil de la que trataremos en otra parte de esta obra.

De todas estas sales de hierro, la mas importante es la que se llama *vitriolo verde*, *caparrosa verde*, *sulfato de pro-*

tóxido de hierro, y sirve para obtener la tinta, y es el principal ingrediente de los tintes negros, gris olivo y violeta. Con el mismo se preparan las cubas de añil en frio, el azul de Prusia, el colcotar, el ácido sulfúrico de Sajonia; y se obtiene el oro en polvo para dorar la porcelana.

Se prepara muy en grande tratando el hierro viejo con el ácido sulfúrico diluido, ó lejiando las piritas marciales eflorecidas al contacto del aire. Cuando cristaliza se presenta en grandes prismas romboidales transparentes de color de esmeralda, de sabor muy estíptico. Los cristales contienen 42 por 100 de agua de cristalizacion, son muy solubles en el agua, la que coloran en verde claro. En el aire se cubren prontamente de manchas de color amarillo, producidas por la sobre oxidacion del protóxido de hierro y por su conversion en subsulfato de peróxido, cuyo efecto tiene lugar con mas rapidez cuando la sal está disuelta, pues que su disolucion en muy corto tiempo se vuelve roja, y deja precipitar un polvo amarillo rojizo.

El sulfato de hierro fuertemente calcinado, se descompone completamente, y deja por residuo un peróxido de hierro rojo en polvo llamado *colcotar*, que se emplea en la pintura y para pulimentar los espejos. (1)

Casi todas las demas sales de hierro son ó pueden ser empleadas para la tintura. Los fabricantes de pintados usan con frecuencia el protocloruro y el nitrato de peróxido.

Varias veces se ha hablado de las *piritas de hierro*. Es pues ahora la ocasion de hacer conocer las substancias, á las que vulgarmente se da ese nombre, asi como tambien las denominaciones de *piritas marciales*, de *piritas ferruginosas*, que para los químicos son persúlfuro de hierro. Unas son amarillas y cristalizadas en cubos, otras blancas y cristalizadas en prismas. A pesar de sus diferentes caractéres físicos, contienen exactamente la misma cantidad de azúfre,

(1) El colcotar ó el rojo de Inglaterra porfirizado con el esmeril de primera calidad y mezclado con el sebo, formando una tablita de mediana dureza, compone la pasta, que generalmente se emplea para afinar las navajas.

esto es, 118,62 por 100 partes de metal. Esto es un nuevo ejemplo de los cuerpos *hisomeros*.

El PERSÚLFURO DE HIERRO es uno de los minerales mas esparcidos. Casi todas las minas y terrenos le contienen, asi es la substancia mineral mas conocida de todo el mundo, y de los habitantes del campo, los que la toman por oro en razon de su color y brillo metálico. Muchas veces el descubrimiento de las piritas amarillas en nuestros terrenos cretosos, ha hecho concebir esperanzas que ha costado mucho trabajo de destruirlas. La *mica* amarilla ha ocasionado muchas veces iguales equivocaciones. Podremos decir como Hauy que estas dos substancias son las minas de oro de la ignorancia.

Lo que principalmente distingue el presúlfuro de hierro, y facilmente lo hace reconocer, es que expuesto á la simple llama de una vela pierde su brillantez, desprendiendo un olor de ácido sulfuroso; y que da chispas con el choque de un eslabon despidiendo el mismo olor. Por esta misma propiedad los antiguos le dieron el nombre de *pirita*, derivada de la palabra griega que significa *fuego*, y tambien le llamaron *piedra de rayo*, porque creian que era arrojada sobre la tierra por el trueno. Mucho tiempo se han servido de ella por razon de su dureza para las carabinas, por lo que le han llamado tambien *piedra de carabina*. Las patrullas militares de los romanos no partian sin llevar consigo de estas piritas á fin de procurarse lumbre con prontitud.

En Sajonia, Bohemia, Ungria, Béljica y en los departamentos del Norte de la Francia, se calcina dentro de cilindros de tierra refractaria, para obtener la cuarta parte del azúfre que contiene, utilizando el residuo para la fabricacion de la caparrosa.

En los otros puntos, principalmente en el departamento de Oise, Aisne, Aveiron y en las Jorges, se utilizan las piritas blancas para la preparacion del sulfato de hierro, las que comunmente están diseminadas por esquistos arcillos, liñitos y turbas. Se abandonan estas substancias colocadas

en montones debajo de cubiertos, cuidando de cuando en cuando lejiarlas. Las piritas se rajan, se abren y se reducen á polvo. El hierro se oxida, el azúfre se acidifica, y estos dos nuevos productos se combinan formando sulfato de hierro, que se eflorece á la superficie de los montones, en forma de pequeñas agujas de un blanco gris, de un sabor de tinta, y muy solubles en el agua. Las lejías se concentran y se ponen á cristalizar.

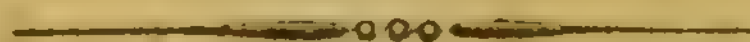
Cuando las piritas no resultan muy eflorecidas se les calcina, y en este caso se obtiene á la vez sulfato de hierro y sulfato de alumina, que se procura separar empleandose este último para la preparacion del alumbre.

El persúlfuro de hierro es muy interesante á las artes, y aleandolo con un poco de cobre se fabrica, lo que en el comercio se llama *marquesita*, que sirve para trabajar sortijas, botones y demas obras de esta clase.

Los anticuarios llaman á las *planchas pulimentadas* de este súlfuro, halladas en las sepulturas de los antiguos Puruvianos, *espejos de los Lucas*, creyendo que se han servido ellos en lugar de espejos.



Leccion vigésima segunda.



METALES DE LA CUARTA SECCION.



SUMARIO.

Del arsénico y de sus principales compuestos, ácidos y súlfuros. — Propiedades venenosas de este metal y de todas sus preparaciones. — Aplicaciones de los súlfuros de arsénico á la tintura y á la pintura. — Aplicacion del arsénico blanco para destruir los animales. — Arseniato ácido de potasa de los fabricantes de pintados. — Gas hidrógeno arsenical. — Del cromo óxido y àcido del cromo. — Cromatos de potasa y de plomo. — Usos de todos los compuestos de este metal como à principios colorantes. — Del antimonio y de sus óxidos, súlfuro y cloruro. — Origen curioso de la palabra *antimonio*. — Polvos de algorot. — Del bismuto y de sus aleaciones fusibles. — Del blanco de afeite. — Del cobre y de sus muchas especies minerales. — Extraccion de este metal, sus propiepades venenosas. — Formacion del verdete sobre la superficie de los vasos de cobre. — Oxidos de cobre. — Del agua celeste.

De los catorce metales comprendidos en la cuarta seccion de nuestra clasificacion, solo hay seis, de los que es necesario hablar, porque los demas no tienen hasta ahora aplicacion alguna: son muy raros, y solo son interesantes á los sabios. Los seis metales útiles de los que voy á hablar, son el arsénico, el cromo, el antimonio, el bismuto, el cobre y el plomo.

DEL ARSÉNICO.

Este metal ha adquirido una grande nombradía por la nociva accion de todos sus compuestos, los que á la mas corta dósis destruyen la vida á todos los seres organizados.

El crimen muy á menudo encuentra en él, medio de emplearlos, en razon de la prontitud con que obran y por la facilidad que hay en poseerlos. Es un hecho que de los 100 envenenamientos, los dos tercios á lo menos son producidos por las preparaciones arsenicales.

La substancia á la que en lenguage comun se da el nombre de ARSÉNICO, no es el metal puro de los químicos, sino una de sus combinaciones oxigenadas, llamada *ácido arsenioso.*

El arsénico es uno de los metales mas abundantes, porque está mezclado con la mayor parte de los minerales metálicos, al estado nativo, al estado de ácido, de súlfuro, al de aleaciones, y al de arseniuros. Bajo diferentes aspectos es muy abundante en las minas metálicas de Sajonia, de Boemia, de Ungria, de Hartz y de la Scuabe. Se halla el arsénico nativo en Santa-Maria de las minas en Francia.

Este metal en estado de pureza se halla en pedázos, en láminas ó en agujas de un aspecto como el acero, pero muy pronto su superficie se empaña al contacto del aire, volviendose de un negro gris, por efecto de un principio de oxidacion; por consiguiente para conservarle su brillo metálico, es preciso encerrarle dentro de vasos de agua destilada y hervida.

El polvo para *matar moscas* llamado impropiamente en el comercio *mina de cobalto*, es el arsénico nativo negruzco y pulverizado, usado comunmente en las casas de campo para destruir las moscas, puesto en corta cantidad en un plato con agua. La corta cantidad de metal absorviendo el oxígeno del aire contenido en el agua, se convierte en ácido arsenioso, el que disolviendose vuelve el agua venenosa. Las moscas envenenadas con esta bebida no causan daño alguno á los pájaros que se las comen.

El arsénico es uno de los pocos metales volátiles. Cuando se arroja sobre carbones ardientes, arde con llama blanca, despide vapores blancos y espesos de ácido arsenioso, y al mismo tiempo exhala un fuerte olor de ajos. Este último carácter es tan marcado que puede servir para reconocer la

existencia de las mas pequeñas cantidades de este metal puro, ó mezclado con otras substancias estrañas.

Cuando se le introduce dentro del cloro gaseoso á la temperatura ordinaria, se enciende vivamente formando *cloruro de arsénico*, cuyos vapores son muy peligrosos de respirar.

Existen dos sulfuros de arsénico que tienen muchísimos usos en las artes. El uno es amarillo, y vulgarmente se llama *oropimiento*. El otro es rojo, y vulgarmente se llama *rejalgar*. Se hallan en corta cantidad en la naturaleza. Se prepara en grande en Alemania, sublimando dentro de vasos de hierro fundido una mezcla de azúfre y de ácido arsenioso. Son fuertes venenos y tienen á corta diferencia las mismas propiedades. Son insípidos, inodoros, fusibles y volátiles, insolubles en el agua y solubles en las lejías alcalinas, arden sobre carbones con ligera llama azul pálida, despidiendo un humo blanco y un olor mezclado de ajos y de ácido sulfuroso.

Con respecto á su composicion véase la diferencia de estos sulfuros.

	Oropimiento.	Rejalgar.
Arsénico. . . .	60,92 . . .	70,04
Azúfre.	39,08 . . .	29,96
	100,00	100,00

Se emplean estos dos súlfuros en la pintura, y dan hermosos colores, pero desgraciadamente de poca solidez. Nos llegan con abundancia de la Persia y de la China. Los turcos y demas del Oriente, uniendolo con la cal componen un jabon depilatorio nombrado *luzma*, y lo emplean para que el extremo de su cabeza se vuelva calva, especie de capricho muy usado entre aquellos pueblos. Los chinos trabajan los idolos y demas vasos elegantes con grandes pedazos de *rejalgar*. Construyen tambien copas en las que dejan permanecer algunos dias zumos de limon ó vinagre, que despues beben para purgarse, lo que ha dado lugar de decir Hauy, que estos pueblos tienen el privilegio de beber sus medicinas en copas envenenadas.

El *oropimiento* artificial se emplea á menudo para disolver el añil en las cubas sin calor. Se emplea tambien algunas veces en la tintura el *rejalgar*, pero los tejidos teñidos por estos no pueden resistir la accion del jabon y de los alcalís. Puede con mucha facilidad teñirse con brillantes colores amarillos por medio del *oropimiento* la seda, la lana y el algodon, haciendo disolver un poco de esta substancia en el amoniaco cáustico, sumergiendo en la disolucion que carece de color una madeja de algodon. Esta sale sin color, pero luego de estar expuesta á la corriente del aire, adquiere como por encanto un color mas ó menos intenso. Esto depende unicamente de que el amoniaco evaporandose, abandona sobre el tejido el oropimiento que tenia en disolucion, y que desde entonces vuelve á presentarse con su propio color. Si la madeja teñida se sumerge en agua lijeramente cáustica, saldrá sin color porque el *oropimiento* será redisuelto por el licor alcalino.

Los coheteros consumen mucho *rejalgar* para componer el *fuego indio blanco* que usan en los teatros para obtener fuegos de un estraordinario brillo, mezclando 24 partes de salitre, 7 de azúfre y 2 de rejalgar. Se incendió en la orilla del mar una caja de 25000 milimetros de diámetro llena de esta mezcla, y resultó una llama que se dejó ver á 20 miliametros (40 leguas) mar adentro.

Existen dos compuestos bien conocidos de oxígeno y de arsénico, ambos tienen propiedades ácidas, y por esto se llaman *ácidos arsenioso* y *arsénico*. Este no tiene uso alguno, pero no sucede asi con el otro á pesar de su fuerte accion venenosa. Véase la composicion de ellos.

	Ácido arsenioso.	Ácido arsénico.
Arsénico. . . .	75,81 . . .	65,28
Oxigeno. . . .	24,19 . . .	35,72
	100,00	100,00

El ácido arsenioso, mejor conocido con los nombres de *arsénico, arsénico blanco, óxido blanco de arsénico, ma-*

ta ratones, se obtiene como producto secundario en la calcinacion de las minas de cobalto arsenical, y en general en la de todos los minerales que contienen el arsénico en estado de arseniuro. Se calcinan estos minerales en un horno de reververo terminado por una larga chimenea horizontal. Los metales estraños pasan al estado de óxidos, el arsénico se cambia en ácido arsenioso que se volatiliza en la chimenea y se condensa en ella, pero como no es puro, se sublima segunda vez dentro cucúrbitas de hierro fundido cubiertas con un capitel tambien de hierro. En Sajonia, en Boemia y en Silecia, hacen ejecutar estas operaciones peligrosas por los criminales condenados á muerte.

El ácido arsenioso, tal como se libra en el comercio, está en masas compactas y transparentes, blancas, ó ligeramente amarillas, presentando frecuentemente capas concéntricas. Poco á poco se pierde su transparencia empezando por la superficie y llegando succesivamente hasta el centro, de suerte que adquieren la blancura y la opacidad de la leche.

Muchas veces este ácido está en polvo, y en este caso puede muy bien confundirse con el azúcar. Pudiendose originar de aqui equivocaciones, sobre todo entre los niños que todo lo quieren tocar y gustar. Véase el modo de reconocer la naturaleza de este polvo blanco.

Casi no tiene sabor, es muy poco soluble en el agua, y cuando se echa un polvo sobre carbon encendido, de repente se reduce á vapores que exhalan un fuerte olor de ajo.

Su disolucion enrojece ligeramente la tintura de tornasol. Cuando se le echa encima, el ácido hidro-sulfúrico y en seguida algunas gotas de ácido hidroclórico se forman copos de un hermoso color amarillo (que es un súlfuro de arsénico), los que de repente desaparecen añadiendole amoniaco líquido.

Si despues de haberle neutralizado con un poco de potasa cáustica, se le añade una disolucion de sulfato de cobre, se precipita un hermoso verde que ordinariamente se conoce con el nombre de *verde de Scheele*, que es un *arsénico de cobre*. Este hermoso color mineral es muy usado

por los fabricantes de papeles pintados. El verde de *Schieinfurt* y el de *Alemania* son compuestos análogos.

El ácido arsenioso sólido ó disuelto, produce sobre los tejidos animales, manchas rojas cangrenosas, las ulcéra, y destruye completamente cuando permanece algun tiempo aplicado. Los síntomas del envenenamiento ordinariamente se manifiestan un cuarto de hora despues de su introduccion en el estómago. Las víctimas sucumben abandonadas á los mas vivos dolores. Esta destructiva accion del arsénico blanco, es conocida desde la antigüedad. La *aquetta* y el *agua tofana*, famosos venenos de la edad media en Italia, parece son preparaciones que tenian por base la substancia de que hablamos.

En el dia con el ausilio de la química, los envenenadores no pueden ocultar á la justicia humana las huellas de su crímen, aunque sea despues de mucho tiempo de su consumacion, porque facilmente pueden hallarse hasta cuatro decimas de miligramas de arsénico en las mezclas mas complicadas. Otro merito de la ciencia es el descubrimiento de un contraveneno que en todas partes puede procurarse é impunemente administrarse en abundante cantidad. Consiste en el hidrato de peróxido de hierro que tiene la propiedad de neutralizar el efecto del veneno sobre las membranas del estómago, porque tiene lugar dentro del mismo la combinacion del ácido arsenioso con el óxido de hierro, y el arseniato de hierro que resulta, no tiene accion sensible sobre la económía animal. Al Dr. Bunsen de Gottinga se le debe la indicacion de los buenos efectos del peróxido de hierro hidratado, como antídoto del ácido arsenioso.

La general costumbre de emplear el ácido arsenioso para destruir los ratones causa la repeticion de los envenenamientos. Para la destruccion de los animales dañinos, se mezcla con harina y manteca, y para atraerlos mejor se añade á la pasta algunas semillas de hinojo, cuyo olor parece les place mucho. Es de advertir que cuando la harina es añeja adquiere un mal gusto que retrae los animales. Podria evitarse toda equivocacion funesta, y mucha parte de los

crímenes, si se adoptasen los consejos de MM. Brard y Chevalier, de obligar á los drogueros que colorasen el arsénico blanco con el azul de Prusia.

Los naturalistas hacen grande uso de esta substancia para preservar de insectos la piel de los animales, las aves disecadas y demas objetos de naturaleza animal. Para esto le añaden á una papilla jabonosa y calcárea que toma el nombre de *Bevœur*.

En las vidrieras se mezcla el ácido arsenioso con la pasta del vidrio, á fin de blanquearla y hacerla mas fusible. Los tintoreros y fabricantes de pintados tambien le emplean, pero comunmente despues de estar unido á las bases, y principalmente á la potasa, y muchísimas veces le convierten en *arseniato ácido de potasa* calcinandolo con partes iguales de nitrato de potasa. Descomponiéndose el ácido de esta sal, presta al ácido arsenioso todo el oxígeno necesario para pasar á *ácido arsénico*, el que satura la potasa de la sal de nitro. La masa calcinada es agotada por el agua hirviendo, y la solucion filtrada produce por la evaporacion hermosos prismas blancos y translucidos inalterables al aire. Este arseniato entra sobre todo en la composicion de las reservas para el género *lapiz*.

No concluirémos la historia de los compuestos arsenicales sin manifestar que siempre que se tratan los arseniuros con el ácido hidroclórico ó sulfúrico, ó que se haga calentar el arsénico con las soluciones alcalinas, se forma un compuesto gaseoso blanco, que es preciso evitar por todos los médios su contacto, y es el *gas hidrógeno arsenical* ó el *arseniuro de hidrógeno*, veneno el mas sutil de todos cuantos se han tratado hasta ahora, y que causa la muerte á muy corta dosis obrando sobre el sistema nervioso. Gehlen químico aleman muy distinguido pereció en 1815 despues de nueve dias de horribles sufrimientos por haberle respirado en cortísimas cantidades cuando lo preparó. Hace poco que en una fábrica de París dos trabajadores que estaban en presencia de un desprendimiento de este gas, el uno murió inmediatamente, y el otro sufrió los mas graves accidentes.

Este terrible gas se reconoce por su olor nauseabundo muy desagrabable, y porque al contacto del aire y de una vela encendida se inflama y arde con una llama blanca voluminosa, esparciendo vapores blancos de ácido arsenioso, precipitando sobre las paredes de las campanas una capa negruzca y brillante de arsénico metálico. Está formado en la razon de un volúmen de arsénico en vapor y de tres volúmenes de hidrógeno.

DEL CROMO.

Vauquelin examinando en 1797 un mineral á la sazon poco conocido, que era la *mina de plomo rojo de Siberia*, encontró que era una combinacion de óxido de plomo, y de un ácido nuevo, cuyo radical metálico aun no se habia obtenido. Calentando fuertemente este ácido dentro un crisol de carbon, le redujo á un metal de un blanco gris muy duro y quebradizo, al que siguiendo el parecer de Hauy le dió el nombre de cromo *croma* y *color* para recordar las propiedades eminentemente coloradas de todos sus compuestos. El descubrimiento de Vouquelin es uno de los tantos que han acarreado las mayores ventajas á la industria.

El cromo que solo existe libre en los meteoritos, y en algunos minerales de hierro en masas y en granos, forma dos compuestos oxigenados muy interesantes. El uno es un óxido dotado de un excelente color verde, que lo comunica á muchos minerales, y entre otros á la *esmeralda*, al *fel de espato verde*, al *actinot*, al *piroxeno olivino* y á las *serpentinas*, etc. El otro es un ácido de un rojo purpúreo, que sirve de principio colorante al *rubí espinela*, y cuyas sales llamadas *cromatos*, presentan las tintas mas variadas y hermosas.

El ácido crómico puro no tiene uso alguno, pero el óxido de cromo es uno de los colores minerales de mas conocida utilidad. En las manufacturas de porcelana sirve para hacer los fondos verdes muy subidos y muy elegantes en toda clase de vajillas: con el mismo se da el color verde á todos los vidrios al extras y esmaltes.

Entre los cromatos hay dos, cuyo conocimiento es muy interesante, estos son el de potasa y el de plomo, los que se emplean mucho en las tintorerías y fábricas de pintados. Describirémos la preparacion del cromato de potasa, porque sirve para la obtencion de todos los demas cromatos.

Se halla un mineral de un color gris negruzco compuesto de peróxido de hierro, y de óxido de cromo en rocas de serpentina en Baltimor en Chestercoutz (Estados unidos) en Silecia, en Siberia, en los montes aurales y en la Bastide-la-Carrade (departamento de Var). Reducido á polvo y calcinado con partes iguales de potasa, el óxido de cromo pasa al estado de ácido crómico á favor del oxigeno del ácido nitrico, de suerte que tratando la mezcla calcinado con el agua hirviendo, se obtiene una disolucion amarilla de cromato de potasa que se purifica, y se obtiene en pequeños cristales.

Esta sal de un hermoso amarillo de limon, ligeramente amarga y efloreciente, pasa fácilmente al estado de *cromato ácido*, echando en su disolucion cierta cantidad de ácido nitrico, y entonces se vuelve roja, y puede obtenerse en tablas rectangulares con bordes agudos y de un hermoso color rojo anaranjado.

El comercio proporciona en grandes cantidades estas dos clases de cromatos de potasa, del que de algunos años á esta parte hay grande consumo para obtener los amarillos llamados *amarillos aladinos* sobre la seda y el algodon, y preparar los demas cromatos y el óxido verde de cromo. Todas las substancias susceptibles de absorver oxígeno, como el azúfre, las substancias vegetales, y las colorantes, tienen la propiedad de reducir el ácido crómico de estos cromatos de potasa al estado de óxido verde de cromo. Asi se hacen fundir en un crisol partes iguales de azúfre y de cromato de potasa y se obtendrá una masa verde que apurada por el agua hirviendo deja un óxido muy hermoso y muy ligero. Si se hace calentar ligeramente una disolucion de cromato rojo de potasa con el ácido hidroclórico y espiritu de vino, el líquido se vuelve pronto verde por la transformacion del ácido crómico en óxido verde, que puede separarse por medio de un lejía al-

calina. Los fabricantes de pintados han sabido aprovechar la accion de los cuerpos desoxigenantes sobre el cromato de potasa para descolorar los azules del añil, y obtener dibujos blancos sobre fondos verdes sólidos, en los casos en los que el cromato produce efectos análogos á los del cloro. Por ejemplo, sumérjase una madeja de algodon azul en una disolucion de cromato ácido de potasa, échese en seguida ácido hidroclórico, y de repente la madeja quedará descolorada, y el líquido se volverá verde.

Nada mas fácil que obtener los demas cromatos insolubles, Echando una solucion de cromato potasa amarillo ó rojo sobre disoluciones metálicas, tendrá lugar una doble descomposicion, y el nuevo cromato insoluble se precipitará con su propio color; por consiguiente en las sales

de plomo se obtiene por este medio un hermoso precipitado..	amarillo.
de mercurio.	rojo anaranjado.
de plata.	rojo de carmin.
de barita.	amarillo de paja.

El cromato amarillo de plomo es uno de los colores minerales de mas brillantéz; los maestros de coches lo emplean en abundancia para pintar los carruajes de color amarillo. Tiene uso tambien en las fábricas de papel pintado, en las que se aplica á diferentes tejidos, lozas y demas vajillas: se vende en el comercio en pedazos cúbicos con el nombre de *amarillo de cromo*, y en grumos con el de *amarillo de colonia*. En este último caso está siempre mezclado con sulfato de plomo, y sulfato de cal, y su intensidad es menor ó de un amarillo mas bajo.

Lo que se llama *pasta anaranjada* es el subcromato de plomo, de un hermoso color rojo, muy usado en la pintura al óleo, y á la fabricacion de telas y papeles pintados. Se prepara mezclando dos disoluciones hirviendo de cromato amarillo de potasa, y de sub-acetato de plomo, y haciendo calentar con un poco de alcalí el precipitado anaranjado obtenido.

Mr. Lussaigne químico de París ideó aplicar el cromato de plomo á las piezas pintadas. Este importante descubri-

miento verificado en el año 1820 ha abierto un nuevo campo á la fabricacion de pintados, y se ha generalizado con mucha prontitud.

El teñir la seda y algodon con estas sales se hace con la mayor sencilléz. Tómense algunas madejas y sumérjanse en el nitrato de plomo: en seguida escúrranse y séquense, y se verá que hasta aquí no presentan color alguno, pero metiendolas en un baño de cromato de potasa, de repente toman un hermoso tinte amarillo de oro, debido á una doble descomposicion de las dos sales, y á la formacion de un cromato de plomo que queda fijado sobre las hebras del algodon ó de la seda. Si en este estado se pasan durante un minuto los hilos colorados por agua ligeramente alcalina é hirviendo, el color amarillo su birá el de aurora, porque el alcalí, robando al cromato de plomo una parte de su ácido, le deja al estado de sub cromato que tiene este color.

Estos esperimentos prueban evidentemente cuan fácil le es al que se ha dedicado á la química, determinar en los tejidos las mismas reacciones que se verifican en pequeño en los laboratorios, y manifiestan muy á las claras que el arte de teñir y el de estampados sobre algodon, son absolutamente químicos, no pudiendose, por consiguiente contar con buenos resultados en estas fabricaciones sin los principios de aquella ciencia.

DEL ANTIMONIO.

El ANTIMONIO es uno de los metales que ha apurado mas la paciencia de los alquimistas. Su color blanco, y su brillo metálico en un grado superior les habia hecho creer que seria fácil su conversion en plata y en oro. Aunque sus esperimentos fueron infructuosos, sus asiduos trabajos no fueron del todo inútiles á la ciencia, porque sugetando el metal á toda clase de pruebas, descubrieron la mayor parte de sus compuestos, los que han suministrado á la medicina interesantes remedios.

Las preparaciones antimoniales son interesantes por sus

propiedades eméticas y purgativas. El *tártaro emético* (tartrato de potasa y de antimonio, cuyo nombre es muy vulgar, y el *Kermes mineral*, ó la combinacion del óxido de antimonio con su súlfuro, son dos preparaciones, cuyo uso ha subsistido apesar de las varias revoluciones medicinales. El arte veterinario hace mucho uso hoy dia de un gran número de compuestos de este metal.

Los químicos antiguos llamaban al antimonio metálico, *régulo de antimonio*, y á su súlfuro *antimonio crudo*. El origen de la palabra antimonio dimana de una circunstancia muy particular. Habiendo visto Basilio Valentin el primero que supo extraer el metal de su súlfuro, que los cerdos engordaban extraordinariamente comiendo el residuo de una de sus operaciones sobre el antimonio, creyó que este metal podria restablecer la salud á los monges de su monasterio, extenuados por los ayunos y las penitencias. La administracion de este nuevo remedio fué fatal para estos religiosos, porque mató la mayor parte, de cuyo resultado tomó el nombre de *antimonio*. Esto no obstante no impidió que despues se sacasen ventajas de las interesantes virtudes de este metal. Durante mucho tiempo se prepararon con él unas píldoras que los enfermos engullian para purgarse, y como estas servian hasta el infinito, y se transmitian así por herencia, les llamaron *píldoras perpetuas*. Tambien se aleaba con el estaño para preparar unas copas en las que se dejaba algunos dias el vino, que por este medio adquiria la virtud emética y purgativa.

En el dia casi no se emplea el antimonio metálico, sino para suavizar un poco el estaño que se sirve para la construccion de cucharas y tenedores, ó el plomo con el que se fabrican los caractéres de imprenta. Esta última aleacion se compone de 80 partes de plomo y de 20 de antimonio, porque el plomo seria demasiado blando y no podria soportar el esfuerzo de la prensa, y el antimonio por sí solo seria demasiado quebradizo, pero unidos forman una aleacion metálica perfecta para esta aplicacion.

El antimonio calentado al contacto del aire se oxida muy

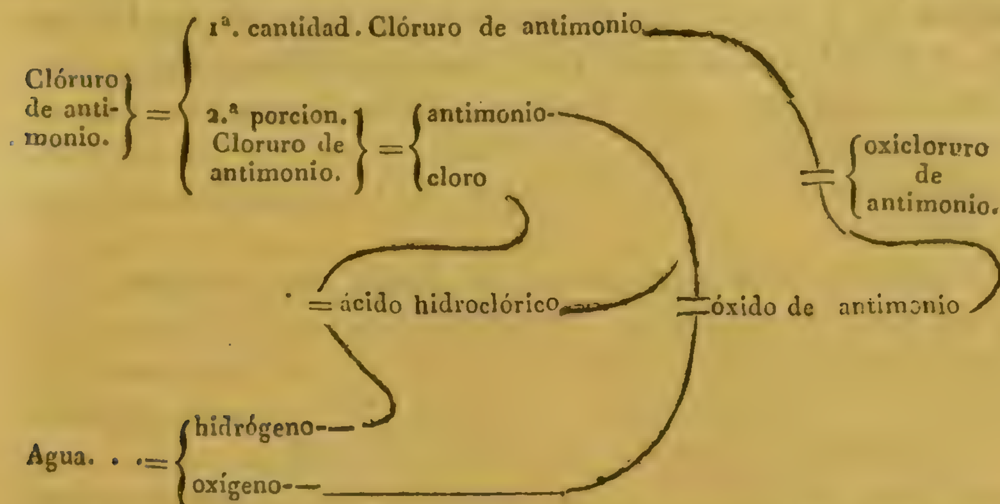
facilmente, y despide vapores blancos que se condensan sobre los cuerpos frios, formando pequeños cristales hermosos, blancos y resplandecientes, que desde mucho tiempo se han llamado flores plateadas, flores ó nieve de antimonio que son un verdadero óxido de antimonio. A mas de este óxido existen dos compuestos oxigenados del mismo metal dotados de propiedades ácidas llamados ácidos antimonioso y antimonico.

El súlfuro de antimonio interesante por los diferentes puntos en que se encuentra, y que se beneficia para obtener su metal, se reconoce por su figura en agujas mas ó menos voluminosas puestas paralelamente unas contra las otras formando masas muy blandas y muy frágiles, de color gris de plomo y de un aspecto metálico muy vivo.

Se emplea en los laboratorios para preparar el ácido hidrosulfúrico puro, tratandolo con el ácido hidroclórico en un aparato á propósito. El residuo de esta operacion es el cloruro de antimonio, que puede obtenerse al estado sólido concentrando el licor y destilandole. El cloruro se volatiliza y se condensa dentro el recipiente en forma de una masa blanca medio transparente, de un brillo craso untuoso, que los químicos llaman manteca de antimonio. Este preparado de antimonio es un cáustico muy fuerte, que los cirujanos emplean á menudo para cauterizar ciertas úlceras, y sobre todo las causadas por animales rabiosos y venenosos. Se emplea en las artes para broncear los metales, y principalmente al hierro, y los armeros lo usan con frecuencia para dar á los cañones de fusil el color del bronce. Es probable que este color es debido á una capa de antimonio metálico que se fija á la superficie del hierro por la accion descomponente que este último metal ejerce sobre el cloruro de antimonio.

Este cloruro solo se disuelve en el agua en corta cantidad cuando es muy ácida. Esta disolucion con el ácido hidrosulfúrico da un hermoso precipitado amarillo anaranjado, debido al súlfuro de antimonio hidratado. Echado en grande cantidad de agua forma instantáneamente un precipitado

blanco abundante en grumos del todo parecido á la leche cuajada, por que el cloruro de antimonio descomponiendo el agua, forma ácido hidroclórico y un oxicloruro de antimonio insoluble. Con la siguiente tabla se podrá bien comprender esta curiosa reaccion del agua sobre el compuesto binario de que hablamos.



Este polvo blanco que es un oxicloruro de antimonio, fué mucho tiempo llamado mercurio de vida, *polvo de algorot* del apellido Algoroti, médico y químico italiano que fué el primero que lo usó como medicamento purgante y emético.

DEL BISMUTO.

Las propiedades del BISMUTO tienen cierta analogía con las del antimonio. Se halla en masas lamelosas, frágiles, de un color blanco y de un brillo muy vivo, pero se distingue facilmente del antimonio por los reflejos amarillos que despide.

El bismuto se halla principalmente en el interior de la tierra, en las minas de cobalto y de plata, y generalmente en las de Sajonia, Boemia, Hanao y Furstemberx. Contiene siempre metales estraños principalmente el arsénico.

Este metal es de los mas fusibles, y comunica esta propiedad á los metales con que está aleado. Se funde á $+ 246^{\circ}$, y entonces puede vaciarse sobre el papel sin que-

marle. Las aleaciones de bismuto, de plomo y de estaño son interesantes por su grande fusibilidad. Neuton ha dado á conocer una que se funde cerca de 100° compuesta de 5 partes de bismuto, 3 de estaño y 2 de plomo. Existe otra á corta diferencia igual, compuesta de 8 de bismuto, 5 de plomo y 3 de estaño que se licua á +94° de calor, y se conoce en Francia con el nombre de aleacion de D' Arcet, y en Alemania con el de aleacion de Rosa. Estas aleaciones se emplean para la construccion de planchas redondas fusibles, que segun reglamento se adaptan á la parte superior de las calderas de vapor. Sirven tambien para clisar medallas.

Añadiendo á la aleacion de D' Arcet una novena parte de su peso de mercurio, se aumenta su fusibilidad, pues que entonces queda del todo líquida á +53°. Esta amalgama sirve para injecciones anatómicas, y algunos dentistas lo usan para aplomar los dientes cariados.

El *magisterio de bismuto* es el único compuesto de este metal, que se han hecho aplicaciones de él. Disolviendo el metal con el ácido nítrico, y añadiendo á la disolucion una abundante cantidad de agua, se obtiene facilmente el subnitrato. La sal se divide en nitrato ácido que queda disuelto, y en subnitrato que se precipita en polvo blanco. Por consiguiente las sales de bismuto como las de antimonio, tienen la propiedad de ser descompuestas por el agua.

Este polvo despues de bien lavado y secado, no hace mucho tiempo era empleado por las damas con el nombre de *blanco de afeite* para blanquear el cutis, pero se ha abandonado su uso porque lo arrugaba y lo ennegrecia al contacto de las emanaciones sulfurosas. (1)

En el dia el subnitrato de bismuto casi solo se emplea para facilitar la fusion de algunos esmaltes, y como vehículo para diferentes substancias colorantes, porque nada altera la pureza de su matiz, y asi se mezcla con los co-

(1) El *blanco da afeite* inventado por las damas griegas, era al principio una tierra arcillosa de Chio ó Samos, mezclado con una tierra calcarea y desleida en el vinagre.

lores que se emplean para la fabricacion de los lacres y con algunos otros usados en la pintura sobre la porcelana. Finalmente se utiliza unido con otros cuerpos para la perfeccion de las perlas falsas, de donde ha tomado el nombre que muchas veces se le da en el comercio de *blanco de perla*. Algunas veces se usa tambien en la medicina.

El consumo anual del bismuto apenas llega á 5000 quilógramos, y su precio es siempre muy alto. Vulgarmente se llama *estaño de luna*, porque durante algun tiempo se ha empleado para el estañado de los espejos.

DEL COBRE.

El COBRE despues del hierro es el metal que tiene mas uso en las artes. Es conocido el infinito número de vasos y utensilios caseros fabricados con él, como tambien los alambiques y calderas que suministra á la industria, la moneda de que forma la base, las hojas tan delgadas que sirven para privar al casco de las embarcaciones de la accion destructora del agua del mar y de la de los animales marinos. Aleado con muchos metales forma utilísimas ligas que muy pronto darémos á conocer. Finalmente la mayor parte de sus sales tienen muchísimas aplicaciones. La desaparicion de este metal seria verdaderamente una desgracia para nuestras sociedades modernas.

La palabra *cobre* es derivada de Cyprus nombre de la Isla de Chipre, de donde este metal fué primeramente extraido por mayor de sus minas. Los alquimistas con su lenguaje figurado y poético le llamaron *Venus*, sin duda para recordar la facilidad con que se une casi con todos los demas metales.

Sin contradiccion es uno de los metales mas comunes en la superficie del globo, y el que presenta figuras mas variadas. No baja de veinte y tres especies de minerales conocidas y bien determinadas. Exceptuando el oro es el que se halla mas á menudo al estado nativo. Pero sobre todo abunda al estado de súlfuro doble de hierro y de cobre, ó *cobre piritoso*. Casi todos los paises poseen minas piritosas con-

teniendo tambien carbonato de cobre, *protóxido de cobre oxigenado*, arseniatos, fosfatos y súlfuros mas ó menos argentiferos llamados *cobre gris*.

El *cobre piritoso* que se parece mucho á la pirita de hierro por su brillo metálico, se distingue de esta por su color mas amarillo, rojizo y de muy hermosas tintas de arco Iris. Los minerales de cobre suelen hallarse en terrenos primitivos. Los paises mas ricos en minas de este metal son Inglaterra, Suecia, Austria, Sajonia, Ungria, Transylvania, en Europa: y en las demas partes del mundo, Méjico, Chile, el Brasil, la Persia, el Japon, la China, la Arabia, la Siberia, etc. En Francia casi solo se conocen las minas de Baigorry en los Pirineos, de Chesy y San Bel, cerca Lion, de Poullauen y Huelgoet en Bretaña. Las mas antiguas minas de cobre conocidas, son las de Ramelsbert cerca de Goslar en el Hannover explotadas ya en el siglo x.

Se calcula la extraccion anual del cobre á 430000 quintales que representan un valor de 60 á 80 millones de francos de los que Inglaterra recibe á corta diferencia la mitad, porque en este Pais es donde la elaboracion de los minerales ha llegado al mas alto grado de desarrollo y de exactitud. (1)

Esta manipulacion es larga y dispendiosa, porque casi siempre se explotan súlfuros, y principalmente el cobre piritoso, y como el azúfre que contienen está tan intimamente combinado con el cobre es preciso separarle por medio de calcinaciones multiplicadas é interrumpidas por fundiciones igualmente frecuentes. Finalmente llega al pun-

(1) Las minas mas abundantes de cobre, se hallan en el condado de Cornuailles en Devonshire isla de Anglesea en la provincia de Gales, etc., pero las de Cornuailles son las mas productivas, en donde se cuentan á lo menos 84 minas en explotacion, y algunas se explotan a 435 metros debajo del nivel del mar y á 536 metros debajo la superficie de la tierra, excavacion la mas profunda de la Gran-Bretaña. La potencia de las máquinas empleadas para la sola explotacion de las minas llamadas consolidadas, es igual á la de mil caballos. Se encuentran en ellas 2400 minadores, no comprendiendo una infinidad de trabajadores extraordinarios que son llamados en ciertas ocasiones. En el año 1833 produjeron un beneficio limpio de 1185000 francos.

to en donde la masa es ya ductil, sonora y brillante al exterior, y aun el resultado de todas estas calcinaciones se sujeta á una *afinacion*, que le deja al estado de cobre comun. Esta afinacion se practica en un horno de reververo, y cuando el metal queda puro, se hace caer en vasijas, y para acelerar su enfriamiento se le echa agua á la superficie. Con una barra de hierro se separa la costra sólida á medida que se forma. El cobre obtenido así queda en panes redondos cubiertos de escabrosidades, y se llama en el comercio *cobre de roseta.*

Las dificultades que presenta la explotacion de los minerales de cobre, supone que los antiguos que poseían y trabajaban una cantidad enorme de este metal, puesto que todos sus instrumentos de guerra y herramientas cortantes se fabricaban con una aleacion de cobre y de estaño, tenian á su disposicion minas de cobre nativo y carbonatado, agotadas hoy dia, que casi no necesitan otras preparaciones que una simple fusion.

El cobre puro tiene un color rojo que le es propio, un brillo metálico en alto grado, un sabor sensible, y por el frote comunica á los dedos un olor muy desagradable y nauseabundo. Es uno de los metales mas sonoros, ductiles y maleables. Desgraciadamente estas preciosas calidades son contrarrestadas por muchas propiedades dañosas que limitan sus aplicaciones. Es muy venenoso al estado de *óxido* ó *de carbonato*, y cuando está en contacto con el aire ó con alimentos ácidos ó crasos, se cambia en aquellos compuestos, y por consiguiente se empaña y cubre de una ligera capa *verde de hidrato* y *de carbonato de deutóxido de cobre*, mucho mas conocido con el nombre de *verdete*. Esto se observa muy bien en la superficie de las estatuas de bronce que adornan nuestras plazas y jardines públicos. El barniz que los antiguos llaman *patina*, obtenido con el óxido de cobre, preserva al metal en su interior de una alteracion mas profunda, de suerte que por medio de esta especie de capa las estatuas deben su conservacion á lo que antes se creía ser la causa de su existencia. (Hauy).

Las cazuelas y demas vasijas en que se cuecen los alimentos no comunican á estos ninguna calidad dañosa, mientras que no se dejen enfriar en aquellas, pero al contrario, se vuelven venenosos porque con la accion de los ácidos ó substancias crasas que contienen, el cobre se oxida á expensas del aire, y entonces se disuelve en la masa. No poniendo cuidado á esta observacion, los criados exponen á menudo la vida de sus amos, sirviendoles guisados cocidos y enfriados en vasos de cobre.

Por esta razon en Suecia, en el reinado de Cristina, fué proscrito el cobre para usos domésticos, y la gratitud pública elevó una estatua al célebre profesor Scheffer que solicitó esta reforma.

Para disminuir en nuestro pais los riesgos del uso de los vasos de cobre en las cocinas, se acostumbra cubrirlos con una capa de estaño, esto es estañarlos, pero es menester tener cuidado de renovar á lo menos todos los meses esta capa preservativa, cuando las vasijas se usan diariamente, porque el fregado, el roce de las cucharas, y las salsas ácidas, les quitan diariamente pequeñas cantidades y dejan luego el cobre en descubierto.

Biberel el padre, desde el año 1778 dió á conocer un método de estañar, que dura siete veces mas que el estañado ordinario, y que es del todo mas económico y mas sano, el que consiste en estañar con una aleacion de seis partes de estaño y una de hierro. Esta aleacion es mucho mas dura que el estaño comun, y mucho menos fusible, y puede aplicarse sobre el cobre en capas del grosor que se quiera, á cuyas dos circunstancias se atribuye la mayor duracion del estañado de Biberel, en efecto, por el método ordinario y antiguo es imposible aumentar á discrecion el espesor de la capa de estaño, porque solo hay aleacion al contacto de los dos metales, y todo el estaño excedente se precipita y corre al momento la pieza que está expuesta á un calor suficiente. Biberel el hijo, en el año 1811 reprodujo la invencion de su padre, y en estos últimos años se ha formado en París una compañia para el estañado de vasos de cobre y demas uten-

silios de cocina por medio de la aleacion de Biberel, dando el nombre de *estañado polychrono* á su procedimiento. Es de desear que se adopte este nuevo estañado recomendado con razon por la sociedad de fomento y la junta de salubridad. Napoleon dió órden á los mayordomos de su casa de encargar á Biberel todos los estañados necesarios á su uso.

Cuando el cobre está en contacto con la llama, se oxida y comunica á esta un color verde, lo que se observa muy bien en los hornos de la cocina en donde la llama del carbon, tocando las cazuelas de cobre, presenta un hermoso color verde. Los coheteros sacan ventaja de esta propiedad para formar las hermosas estrellas verdes que arrojan los cochetes y las bombas, añadiendoles simplemente polvos de cobre pulverizado muy fino.

El cobre expuesto al color rojo se cubre con una capa de protóxido, que salta en escamas, y comunmente se llaman *ojuelas*, y por una calcinacion mas prolongada se forma el deutóxido obscuro. El primer óxido se emplea en los hornos de vidrios para dar un hermoso color rojo á los vidrios destinados al adorno de las Iglesias, y el deutóxido da un color verde mas ó menos intenso.

Cuando se trata el cobre con el ácido nítrico, el metal se disuelve muy prontamente en frio y se convierte en nitrato de deutóxido azul. Si entonces se echa en el licor potasa ó sosa, se precipita un hidrato floconoso de un hermoso azul, que el amoniaco hace desaparecer de repente, formando un *amoniuro* de deutóxido de cobre soluble y de un hermoso color azul celeste, llamado por los farmaceuticos *agua celeste*, y con la que adornan la entrada de sus oficinas.

El deutóxido de cobre nos ofrece un ejemplo bien patente de la influencia que ejerce el agua en la coloracion de los cuerpos. Este óxido en estado seco es de un obscuro casi negro, y en el de hidrato es azul, y este hidrato secado toma el color obscuro propio del óxido puro.

En la siguiente leccion concluirémos la historia del cobre, y hablarémos de sus sales principales y aleaciones.

Leccion vigésima tercia.

CONTINUACION DE LOS METALES DE LA CUARTA SECCION. —DEL MERCURIO.

SUMARIO.

De las sales de cobre y principalmente del sulfato ó *caparrosa azul.* — De las aleaciones de cobre, *laton*, *bronce*, *cobre blanco y maillechort.* — De la fabricacion de *alfileres.* — Del *bricho y oropel.* — Del plomo, de sus innumerables usos, de sus minas, de su extraccion. — Sus óxidos, *masicot*, *litargirio y minio.* — De la copelacion. — De las sales de plomo, y especialmente del *carbonato ó albayalde.* — Daños que producen las emanaciones del plomo y de todos sus compuestos. — Del mercurio, de sus minas y de su extraccion. — *Cinabrio* ó sulfuro de mercurio. — De los principales compuestos del mercurio, óxidos y súlfuros artificiales ó *vermellon.* — De las amalgamas.

Las sales de cobre son caracterizadas por un color azul ó verde, ya sean sólidas ó disueltas. Algunas tienen un uso importante en las artes. Existen dos carbonatos de cobre naturales y muy comunes. El uno es verde, y el otro azul. El primero se llama vulgarmente *malaquita*, y es muy buscado en la joyeria y para adornos, en razon de sus vivos y variados colores y por la susceptibilidad de tomar un hermoso lustre. Se construyen con él zócalos, vasos, jambas de chimenea, cajas de tabaco, etc, los mejores pedazos de esta substancia se hallan en Siberia.

El carbonato azul, mejor conocido con el nombre de *cobre cerúleo*, *azur de cobre* y *azur* de *montaña*, es usado en algunos puntos en la pintura. En el Tirol pintan con él los juguetes de los niños. Las *piedras de Armenia* tan celebradas por los antiguos, quienes les atribuyen muchas propiedades

medicinales, y entre otras las de curar la melancolía, son piedras silicias ó calcáreas penetradas del cobre cerúleo.

El nitrato de cobre es siempre un producto del arte, y lo usan con frecuencia los fabricantes de pintados para la preparacion de muchas reservas.

El sulfato de cobre llamado *vitriolo azul, vitriolo de Venus, vitriolo de Chipre y caparrosa azul,* es muy interesante por las grandes aplicaciones que tiene en la industria. Entra en la composicion de la tinta, en la preparacion de los tintes negros para lana y seda, junto con el sulfato de hierro. Se emplea tambien para obtener muchos colores como el violeta, el lila, etc., compone tambien la base de las reservas de los fabricantes de pintados, con él se pintan las plumas azúles para las damas. La encaladura del trigo, antes de sembrarlo consume cierta cantidad, como tambien la preparacion de los *verdes de Scheele, de Schiveinfurth* y las cenizas azules, mezclado con cal ó sulfato de cal, é hidrato de deutóxido de cobre, muy empleado en la pintura. Finalmente la medicina utiliza las propiedades stipticas de esta sal, ademas es un fuerte veneno como todas las demas sales solubles de cobre.

Se prepara en Francia, mojando planchas y demas retazos de cobre, polvoreandolos con flor de azúfre y calentandolos al calor rojo dentro un horno de reververo, en donde se forma un súlfuro, que el oxígeno del aire convierte despues en sulfato; sumergiendo las planchas calcinadas en el agua, se disuelve la sal formada á su superficie, y deja el cobre metálico libre. Se repite la misma operacion y se continua así succesivamente hasta que todo el metal se haya convertido en sulfato, despues se concentran las disoluciones cobrisas para obtener la sal en cristales.

En otros paises se calcinan las *piritas de cobre,* las que se convierten en sulfato, se lexivia el residuo de la calcinacion y se hacen cristalizar las lejias.

El sulfato de cobre se presenta en prismas de figura complicada transparente y de un hermoso color azul, pero al contacto del aire estos cristales perdiendo su agua de com-

binacion que asciende hasta 36 por 100, vuelven opacos y blanquinosos en su superficie.

Esta sal completamente desecada tiene un color blanco, pero disolviendola en el agua vuelve á tomar su primitivo color azul. Es muy soluble, tiene un sabor stiptico muy desagradable que promueve la salibacion.

Las aleaciones de cobre son numerosas y casi todas ofrecen inmensos recursos á las artes.

En primer lugar debe colocarse el *laton* ó *cobre amarillo* que sirve para construir una infinidad de utensilios caseros, la mayor parte de sus instrumentos de física, las cuerdas de los instrumentos de música, las entradas de los almacenes, las ruedas de las camas, las trullas de los albañiles, los alfileres, los botones, las joyas falsas, etc.

El *laton* propiamente dicho es una aleacion de cobre y zinc en proporciones muy variadas, compuesto en su término medio de 65 partes de cobre y de 35 de zinc. El *crisocal* que sirve principalmente para la fabricacion de las joyas falsas contiene 90 de cobre y 10 de zinc. Las demas especies de cobre amarillo llamadas *oro de Manhein, oro de Córcega, similor tumbaga, metal del Príncipe Roberto, pinchbeck de azofar de arco*, etc, tienen una composicion mas ó menos análoga al del crisocal. El color de todas estas aleaciones varia segun las proporciones relativas de estos dos metales, cuanta mayor cantidad de cobre contiene mas su color es parecido al del oro. Por otra parte son mucho mas maleables y ductiles en frio, quebradizas en caliente, mas fusibles que el cobre rojo, y menos alterables que él, por el contacto del aire.

En Francia y en Inglaterra se fabrican con los latones que mejor imitan el oro una multitud de objetos, candelabros, guarniciones de lámparas y muebles que presentan el aspecto de bronces dorados. Despues de haber limpiado estas aleaciones se cubren con un barniz de goma laca, colorado en amarillo de oro con la goma llamada vulgarmente gota gamba, azibar ó raiz de curcuma, el brillo de este dorado falso se conserva largo tiempo.

La fabricacion del *laton* se practica pricipalmente en Liege, Namur, en los paises de Nuremberg, y en Francia en Laigle Ruan y en Romilli. En el dia casi en todas partes funden los dos metales en grandes crisoles de tierra y vacian la aleacion en hojas lisas de granizo.

A lo menos la mitad del laton expendido por el comercio es empleado para la fabricacion de alambre y de alfileres. La ciudad de Laigle posee en el dia esta última industria, no solamente da abasto en Francia á todo el consumo de alfileres, sino aun hace remesas considerables, y rivaliza ventajosamente con las fabricas de Birmingham.

Nada mas comun que un alfiler, y no obstante cada uno de estos pequeños cabos de laton que cada instante empleamos sin saber de donde vienen y como se han trabajado, necesita á lo menos catorce operaciones distintas. Pero tal es el precioso resultado de la division del trabajo, que doce mil agujas son fabricadas por catorce obreros, por el módico precio de cuatro francos, es decir que cada alfiler no llega á valer *cuatro diez milesimas de céntimo.* Una fábrica bien arreglada concluye cada dia cerca cien millares de alfileres de todos números.

La única operacion química que se práctica en la preparacion de los alfileres, es su blanqueo ó estañado. Para esto se cubren de una capa delgada de estaño, con el fin de preservar al laton del contacto del aire, el que podria formar en su superficie verdete, y sobre todo para evitar el olor desagradable que la aleacion deja en las manos. El blanqueo ó estañado se trabaja del modo siguiente.

Se limpian los alfileres de laton haciendolos hervir por espacio de media hora con las heces del vino ó de la cerveza, ó con una disolucion de cremor tártaro. En seguida se coloca una capa de alfileres en una vasija de fondo llano. Se pone encima otra capa de estaño puro en granalla, y otra de cremor tártaro. Se llena la vasija continuando esta sobre posicion de capas, se le vierte muy despacio agua hasta cubrirlas, y se hace hervir durante una hora con cuya ebullicion los alfileres quedan perfectamente estañados.

Es fácil de comprender como se consigue este resultado. El cremor tártaro es una sal ácida formada de ácido tartárico y de potasa. Por su influjo el estaño descompone el agua, se oxída y pone en libertad el hidrógeno, despues el óxido formado satura el exceso de ácido del cremor tártaro, y se forma un tartrato doble de potasa y de protóxido de estaño. El laton ó mejor el zinc que contiene, descompone esta sal de estaño; el zinc se disuelve reduciendo el óxido de estaño que abandona sobre cada pedazo de laton una capa muy delgada y uniforme de su metal. Hé aquí un nuevo ejemplo de las precipitaciones metálicas, de que hemos hablado en las generalidades de los metales.

Otra aleacion no menos útil que la anterior es la que se llama *bronce*. Se compone principalmente de cobre y de estaño, pero casi siempre contiene muchos otros metales como el zínc, el hierro y el plomo.

Esta aleacion mucho mas dura y mas fusible que el cobre, se emplea con ventaja para la fabricacion de cañones, campanas, estatuas, de medallas, platillos, campanas de reloj, bombos, etc. Como los antiguos sabian trabajarlo muy bien, lo empleaban para la fabricacion de instrumentos cortantes, herramientas, armas, y una multitud de objetos que en el dia se construyen muy economicamente y empleamos con el hierro y el acero.

La cantidad de estaño que se alea con el cobre para convertirlo en bronce, varia segun los usos á que este se destina. Asi para 100 partes de cobre se añaden 11 partes de estaño cuando se quiere obtener bronce de cañones y de estatuas; de 7 á 11 partes para las medallas, 28 partes para las campanas, bombos, campanas de reloj y cascabeles; 25 partes para los platillos, y 50 partes para los espejos de telescopios.

Generalmente se cree que las campanas antiguas contienen metales preciosos, sobre todo plata que se añadia á la aleacion para hacer mas claro el sonido. Ninguno de los habitantes de Ruan ponen duda que la *campana de plata* de la torre del grande reloj contiene una grande cantidad de plata, como parece indicarlo su nombre. Sin em-

bargo me he asegurado que contiene la menor cantidad, y es de creer que suceda lo mismo con las demas campanas antiguas. Hacian creer que cuando fundian estos grandes cuerpos sonoros, añadian en el baño del metal fundido una grande cantidad de plata. Hé aquí como los fundidores en aquel tiempo se aprovechaban de la credulidad de sus contemporáneos. Cuando se bautizaba una campana, los padrinos y las gentes devotas que presentaban en clase de ofrenda á la parroquia la cantidad de plata necesaria para aumentarle el sonido, eran invitados á tirar al horno con sus propias manos la plata que ofrecian á esta operacion, pero el agujero abierto sobre el horno, y por el que se verificaba esta introduccion, era practicado directamente sobre el hogar, y por consiguiente muy lejos del suelo del horno sobre el que los metales estaban fundidos, resultando de ahí, que toda la plata que se arrojaba por este agujero, en lugar de introducirse en el baño de bronce fundido, caia inmediatamente en el hogar, y se reunia en el cenizero, de donde los fundidores cuidaban de sacarla concluida la ceremonia y despejado el taller.

Seguramente esta plata era mas útil en las manos de los diestros fundidores, que para la composicion de las campanas, á las que no habria podido comunicar la menor propiedad nueva.

En la China, en Alemania y actualmente en Francia se fabricaba una aleacion de cobre, de nikel y de zinc, que imita muy bien la plata de vajilla con la misma blancura, brillo, dureza, y casi inalterabilidad, es muy sonora y puede dorarse muy bien. Se emplea para hacer muchísimos utensilios caseros, teteras, vasos, cubiertos, mangos de cuchillos, espaviladeras, espuelas, etc.

La aleacion de la China es de un uso muy antiguo en este pais: se llama *tutenaga* y cobre blanco, (1) la de Alemania se llama *packfond, y argentant,* finalmente la que se prepara en París se llama *mallecort y melchiort*. Estas diferen-

(1) Metal hecho con la mezcla de estaño y bismuto. *(Nota del traductor).*

tes clases de aleaciones, solo se diferencian entre sí por las cantidades de los tres metales que entran en su composicion. Segun Mr. D' Arced, la aleacion mas sencilla fabricada en Francia se compone de

Cobre.	50,00
Zinc.	31,25
Nikel.	18,75
	100.00

En razon de la abundante cantidad de cobre que contienen estas aleaciones, es necesario que los vasos que se emplean para fabricarlas sean muy limpios, por que podrian comunicar propiedades venenosas á los líquidos ácidos y á las substancias crasas, que se dejarán permanecer en ellos. Con respecto á la salubridad, el maillechort debe considerarse como plata de segunda ley, esto es (conteniendo 200 de cobre y 800 de plata).

El maillechort francés se vende en súcio á 32 francos el quilógramo. Un cubierto trabajado con esta aleacion solo cuesta $6\frac{1}{2}$ francos. El maillechort toma muy bien el dorado, es mucho mas barato y mas sólido que el dorado sobre la plata. (1)

El *bricho* es una lámina de cobre dorada ó plateada pasada por el laminador. El *oropel* es solo el cobre reducido á laminas delgadas por el mismo medio. Ambos muchas veces son colorados y cubiertos con un barniz transparente. El primero se emplea para aumentar el brillo y lustre de los galones, de las cintas y de los bordados, el segundo para las obras de carton y muchísimos juguetes, y por fin son el oro y la plata de los teatros.

(1) Como el maillechort puede facilmente confundirse con la plata de segunda ley, es necesario manifestar el modo de diferenciarlo. Se pondrá sobre la pieza en duda una gota de ácido nítrico, si es maillechort se manifestará una viva accion, formando un hervor de color verde; si al contrario es plata la accion será mas lenta y dejará una mancha negra. Para estar mas cierto, se añadirá una gota de agua salada luego de haber cesado la accion del ácido, si la pieza es de plata se formará un precipitado abundante muy blanco, y si de maillechort quedará de color verde con una ligera variacion, sin dejar el menor precipitado blanco.

DEL PLOMO.

El plomo como el estaño es una de las substancias metálicas de las primeras que se han puesto en uso, atendida la abundancia de sus minerales y la facilidad con que puede extraerse de ellos el metal. Los alquimistas le dieron el nombre de Saturno, ya sea porque le consideraban como el mas antiguo de los metales, ya porque le atribuian la propiedad aparente de absorver y destruir todos los demas metales, como decia la fábula que Saturno, el padre de los Dioses, se habia comido sus hijos.

El plomo es muy usado y conocido. Reducido en láminas de cerca 4 milimetros y $\frac{1}{2}$ de espesor, se emplea para cubrir los edificios; se trabajan cañones para conductos, depósitos, calderas, aposentos para fabricar ácido sulfúrico, balas de diferentes calibres y perdigones de varios tamaños. Reemplaza con ventaja el azúfre para soldar hierro en la piedra. La explotacion de las minas de oro y de plata necesita abundantes cantidades. Finalmente casi todos sus compuestos son muy interesantes á las artes y á la medicina.

La existencia del plomo nativo es aun dudosa, abunda en los terrenos antiguos al estado de súlfuro, de carbonato, de fosfato, de arseniato y de sulfato, principalmente en Inglaterra, Sajonia, Prusia, Austria, Corintia y en Saboya. La Francia abunda en minerales de plomo, pero se trabaja en muy pocas fábricas.

El súlfuro de plomo ó *galena* suministra al comercio mas de 999 milésimas de plomo. Se reconoce por su color gris, su brillo metálico, su fragilidad y su cristalizacion en cubos. Contiene siempre plata, principalmente cuando está en pequeñas láminas, y en este caso se trabaja como mina de plata. Los alfareros lo emplean como sale de la mina con el nombre de *alcohol* ó *barniz*, para vidriar su obra ordinaria, dando á la superficie de los vasos ya cocidos, una ligera capa, colocandolos en seguida dentro el horno. El azúfre se desprende al estado de ácido sulfuroso, el plo-

mo se oxida, penetra el interior de la tierra y se vitrifica con ella. Pero este barniz es muy débil, y tiene el grave inconveniente de ser facilmente atacado por las grasas y los ácidos, lo que lo hace muy mal sano.

La extraccion del plomo es muy sencilla. Despues de haber despojado lo posible á la galena, de las substancias estrañas que la acompañan, se calcina al contacto del aire para quitarles la mayor parte del azúfre, despues se mezcla el residuo, que consta de óxido y sulfato de plomo con el carbon y con hierro viejo ó fundido en granos, y calcinando el todo dentro de un horno de reververo. El óxido de plomo es reducido á metal por el carbon, el sulfato queda al estado de súlfuro y el hierro por una afinidad superior se une con el azúfre de este último y deja el plomo en libertad. El metal fundido se reune al fondo del horno, y va á parar dentro de una vasija con el sulfuro de hierro formado durante la operacion, y en seguida se decanta el baño metálico en una segunda vasija para obtener el plomo puro.

Cuando los minerales no contienen plata, lo que sucede pocas veces, el plomo obtenido es inmediatamente expendido al comercio en forma de panes ó barras; pero por poco que contenga la suficiente cantidad de plata para cubrir los gastos, se beneficia con el nombre de *plomo de obra* por medio del procedimiento llamado *copelacion*, del que hablarémos luego.

La cantidad de plomo extraida anualmente en las diferentes partes del globo asciende á mas de 350000 quintales métricos, equivalente al valor de veinte y tres millones de francos.

Este metal es tan comun, que no hay quien no conozca sus principales propiedades físicas. Recientemente fundido es blanco, azulado y posee un brillo bastante vivo, pero generalmente está empañado y tiene un color gris, efecto de la continua accion del aire. Mancha los dedos comunicandole un olor sensible, se deja rayar con la uña, cortar con las tijeras, y doblarse muchas veces en sentidos inver-

sos sin romperse. No es sonoro, es poco ductil, pero muy maleable, lo que hace sea muy útil para cubrir varios objetos.

La laminacion del plomo, ó el arte de convertirlo en planchas ú hojas, es conocido desde la mas remota antigüedad. La coraza y el broquel de Agamenon estaban adornados con tiras de plomo. Pausanias hacia mencion de los libros de Hesiode escritos en láminas de este metal. Dion Cassio nos relata que el consul romano Hirtio sitiado en Módena, dió avisos escritos sobre láminas de plomo á Decimo Bruto, quien le contestó de la misma manera. Job hacia votos ó súplicas para que sus discursos fuesen grabados sobre plomo, y segun Plinio los actos públicos fueron consignados en volúmenes, con hojas de este mismo metal. Se ha hallado en la provincia de Jork (Inglaterra) láminas de plomo en las que habia grabada una inscripcion del reinado de Domicio.

Todos estos hechos prueban muy bien, que los antiguos habian sabido muy anticipadamente reducir el plomo en hojas, y sacar de ellas mucha ventaja, ya sea para escribir en ellas, ya para cubrir sus monumentos.

Probablemente se empezó á vaciar el plomo en hojas sobre tablados cubiertos de arena, pero como por este procedimiento no se podian obtener hojas delgadas y bien cerradas, se substituyó á la arena, una tela de lana y despues coti embadurnado con sebo, cuyo procedimiento ha dejado de usarse en el año 1787.

Cuando se hace uso del laminador, se vacia el plomo en planchas de 7 á 8 centimetros de espesor. Las mejoras de este procedimiento han ido á la par de las del mecanismo de esta máquina. El plomo vaciado que al principio era muy defectuoso, en estos ultimos tiempos ha recibido un grado de perfeccion muy sobresaliente; en efecto se ha llegado á vaciar sobre la arena planchas tan unidas, y de un espesor tan igual, como si se hubiesen pasado por laminador, pero como por este medio no pueden obtenerse hojas de un espesor menor de 2 milimetros, se ha reemplazado el cotí y la are-

na con tablados de piedra blanda de grano unido y homojeneo, vaciando de este modo hojas lo mas delgado posibles para casi todos los usos.

En Inglaterra se precaven de la húmedad que penetra por las paredes de los aposentos, cubriendolas con hojas de plomo, tan delgadas como las que se emplean para doblar las cajas de the. Se fijan estas hojas sobre las paredes con clavos pequeños de cobre, y se pega en seguida el papel pintado, sobre el plomo. Estas hojas metálicas, que solo pesan 250 y á veces 125 grammas el decimetro cuadrado, no dan absolutamente paso al agua.

Generalmente se toma el plomo como tipo de la pesadez, y cuando se quiere hablar de un objeto muy pesado se dice generalmente *pesado como el plomo*. No obstante entre los metales solo ocupa el séptimo órden con respecto á la densidad, por que el platino, el oro, el hiridio, el tumgsteno, el mercurio y el paladio, son mucho mas pesados que él. Muchas personas se sorprenden al oir que á volúmenes iguales, el oro pesa cerca dos quintos mas que el plomo.

La oxidacion de este metal en el aire húmedo, es muy pronta, pero superficial y menos rápida debajo del agua aereada. Cuando el aire se renueva, el óxido se cambia poco á poco en carbonato de protóxido de plomo que es blanco. El agua facilita de un modo particular la formacion de este carbonato, y por esto se observa siempre una costra blanca sobre las paredes de las basijas y depósitos, precisamente un poco mas arriba de la superficie del agua. Felizmente este carbonato es insoluble, y por consiguiente no comunica al líquido ninguna propiedad dañosa.

El plomo fundido á una temperatura poco elevada de 322° centigrados, calentado al contacto del aire, se cubre de repente de una pelicula del color del arco Iris que pasa á amarillo, y es un protóxido llamado vulgarmente masicot. Este óxido es muy fusible, y cuando se le calienta en crisoles de tierra, los agujera uniendose á la silice y á la alumina de sus paredes, formando en sus superficies un engrudo vidrioso muy brillante.

Es el único óxido de plomo que puede unirse con los ácidos. Se cómbina tambien con los alcalís, los que le vuelven soluble en el agua. Es uno de los óxidos que mas facilmente se reducen por el hidrógeno y el carbon, y asi ligeramente calentado con las substancias vegetales se revifica muy prontamente. Véase un naipe cubierto con un poco de óxido de plomo aplicado al fuego, de repente se verán sobre los bordes del carton no quemado pequeños globulillos muy brillantes de plomo metálico.

El masicot solo sirve para la preparacion del *minio* ú óxido rojo de plomo, llamado impropiamente *deutóxido*. Este compuesto se obtiene por mayor calentando con precaucion dentro de cajas de hierro poco profundas el masicot muy dividido, hasta que haya tomado un color rojo intenso. Hé aquí lo que pasa en esta operacion. Una parte del protóxido de plomo se cambia en *peróxido* de color de pulga, robando el oxígeno del aire, este se une intimamente con el resto del masicot no sobre oxidado, y resulta entonces un óxido intermedio. Este es el minio que tiene un color rojo magnífico.

Lo que prueba muy bien que el minio es un compuesto de protóxido y peróxido de plomo es, que poniendolo en contacto con los ácidos, se forma constantemente una sal de protóxido de plomo, y el residuo es un peróxido de plomo en polvo obscuro.

El minio se emplea por su hermoso color para colorar los papeles pintados, la cera blanda y el lacre, pero rara vez para pintar á la aguada y al óleo. Su principal uso es para la fabricacion del extras, flint-glas, del cristal, y vidrios á los que da mucho peso, fusibilidad, refrangibilidad, perfecta claridad y susceptibilidad de ser cortado con la mayor facilidad. Para esta última aplicacion se escoge el minio mas puro y libre de óxido de cobre, porque este comunica al cristal un color verdoso.

El litargirio es otro producto no menos usado en el comercio que el minio, siendo una especie de masicot cristalizado en láminas pequeñas. Este protóxido semivitrifica-

do resulta de la copelacion del plomo comun ó del plomo argentifero.

Esta operacion se ejecuta en hornos de reververo, cuyo fondo está vaciado en figura de copa. Esta parte cóncova cubierta con una capa de cenizas bien lejiadas, se llama en los talleres *copela*, de donde proviene el nombre de *copelacion*. Para esto se colocan simétricamente las barras de plomo dentro de la copela y se calienta dirigiendo la corriente del aire á la superficie del metal. La aleacion se funde, el plomo se oxida y se forma encima de la plata una capa líquida, la que se vacia cuando tiene un espesor suficiente, por una escotadura hecha á propósito sobre los bordes de la copela. El masicot líquido recibido en una vasija particular se solidifica poco á poco en ella, y cristaliza en pequeñas láminas ó pajitas exaedras de un color rojizo, y resulta el *litargirio*, nombre que significa *piedra de plata*. En cuanto á la plata que ha quedado al fondo de la copela, no se separa hasta que todo el óxido de plomo está vaciado, y que su superficie esté muy brillante. El litargirio debe su hermoso color rojo á un poco de minio que se forma durante la copelacion. Cuando es añejo su color es debilitado por un poco de hidrato y carbonato de plomo blancos, formados por la accion del aire.

Con el litargirio generalmente se preparan en las fábricas, las sales de plomo que se nesesitan. Entra en la composicion de algunos vidrios, es la base de los emplastros de los farmaceuticos, se prepara un color amarillo muy hermoso para la pintura al oleo, por su brillo y su viveza. Fundiendo litargirio y sal amoniaco, se obtienen *los amarillos minerales* llamados tambien *amarillo de Cacel*, de *Paris*, y de *Verona*, resultando una masa semividriosa compuesta de cloruro y óxido de plomo.

Entre las sales de plomo que pueden prepararse ya sea disolviendo litargirio con los ácidos, ya sea tratando directamente el plomo con estos mismos en caliente, la mayor parte son insolubles en el agua y son el sulfato, el fosfato y el carbonato. El nitrato y los acetatos son solubles. Es-

tos últimos tienen un sabor azucarado que se vuelve pronto astringente y áspero. Ya sean solubles, ya insolubles, muy pronto se vuelven negros al contacto del gas hidrógeno sulfurado, y puestos sobre carbones candentes, descomponiendose, dejan pequeños glovulillos metálicos. Si en la disolucion de una sal de plomo se sumerge una lámina de hierro ó de zinc, se cubre esta de hermosos cristales de plomo revificado. Las sales de este metal son fáciles de conocer, y tienen propiedades muy venenosas.

El nitrato de plomo en pequeños cristales octaedros blancos y opacos, es á menudo empleado por los tintoreros y fabricantes de pintados para preparar los amarillos de cromo. Si se vierte en su disolucion potasa, ó amoniaco, se precipita un protóxido de plomo en polvo blanco porque se halla al estado de hidrato.

El carbonato mejor conocido con los nombres de *albayalde*, de *blanco de plomo* y *blanco de plata*, es la sal de plomo que ha tenido mas aplicaciones, y se vende en panes cónicos que pesan de 1 á 1 $\frac{1}{2}$ kilógramos. Es blanco, pulverulento, insípido é insoluble en el agua, y cuando es puro se disuelve completamente con efervescencia en el ácido nítrico.

Es la única substancia que se emplea para pintar de blanco las maderas y los muebles, porque tiene la ventaja de mezclarse perfectamente con el aceite, conservar su color, estenderse facilmente con el pincel, cubrir bien las superficies que se quieren tapar, y de volverse con el tiempo menos amarillo que los demas colores blancos. Pero tiene el grande inconveniente de ennegrecerse por el contacto de las emanaciones sulfurosas. Se emplea tambien mucho para aumentar la cantidad de los demas colores, y al mismo tiempo darles solidez.

Hace mucho tiempo que se da á las targetas la apariencia del esmalte ó de la porcelana, cubriendolas con una capa de albayalde y frotandolas con un cilindro de acero pulimentado, el que le saca un lustre muy vivo. Con solo exponer una de estas targetas á la llama de una vela, de

repente se verá á la superficie carbon y pequeños glovulillos metálicos, y sacudiendo la targeta medio quemada, caerán pequeñas partículas que arderán rápidamente atravesando el aire.

Ordinariamente se añade á los albayaldes del comercio, muchas substancias blancas de menos valor, como el sulfato de plomo, el sulfato de barita, el sulfato de cal y la creta ó carbonato de cal. Parece que el sulfato de barita le da opacidad y lo hace mas propio para las pinturas finas. El *blanco de Venecia* contiene la mitad de sulfato de barita, el *blanco de Hamburgo* contiene doble cantidad y el *blanco de Holanda* contiene de 3 partes hasta 7 por 1 de albayalde.

Se prepara por mayor esta sal en Holanda, Inglaterra, Alemania, Lilla, etc., exponiendo las planchas de plomo á los vapores del vinagre. Los vasos que contienen las láminas colgadas sobre del líquido están cubiertos durante seis semanas con estiercol ó casca. El carbonato formado de capas duras y de color gris sobre las planchas, es separado, se pulveriza con muelas movidas por el agua y despues se seca en moldes cónicos.

Los albayaldes se diferencian en el comercio con los nombres de los paises donde se fabrican, asi pues se llama *albayalde de Holanda, albayalde de Alemania*, de *Lila*, de *Clichi*, etc. El primero es el mas apreciado aunque los otros sean de calidad igual.

Se prepara el albayalde de Clichi baciendo pasar una corriente de ácido carbónico por el subacetato de plomo líquido. Esta sal cede al ácido gaseoso una parte del óxido de plomo que contiene, y se forma carbonato de plomo que se precipita, y el líquido neutralizado puede disolver nueva cantidad de óxido de plomo, que de nuevo se precipita por una corriente de gas, y asi succesivamente. Este procedimiento mas sencillo que el anterior, produce un albayalde mucho mas blanco, porque las exhalaciones del estiercol, vuelven siempre un poco gris el carbonato formado sobre las planchas.

La indicacion de este procedimiento se debe á Mr. Thenard, que lo publicó en 1801 cuando la Francia no poseía aun ninguna fábrica de albayalde. En 1809 MM. Brechor y Lesueur lo trabajaron en una fábrica que establecieron en Clichi cerca de París. El procedimiento de Mr. Thenard pasó á Inglaterra, y John Salder no ha reparado en llamarse su inventor, y tomar una patente para su fabricacion.

Calcinado con precaucion el albayalde, en los mismos hornos y en las mismas cajas de hierro que se emplean para la preparacion del minio comun, se obtiene una variedad de minio de un rojo menos vivo, llamado en el comercio *minio anaranjado*. Preparado así el minio contiene siempre de cuatro á cinco centesimas de carbonato de plomo, y estas al parecer son la causa de las diferencias notables que median entre este producto y el minio preparado con el masicot. En efecto el *minio anaranjado* se divide mucho mejor que este último, no se agruma, ni se endurece mezclado con la cola, como lo hace el minio puro, y por esto es la única especie de minio que conviene á la fabricacion de papeles pintados. El *minio anaranjado* se prepara casi exclusivamente en Clichi cerca de París, y se vende á un precio mucho mas subido que el minio rojo.

Todos los que usan con frecuencia el albayalde, como los pintores, los tramoyistas, los obreros que muelen los colores y los que preparan esta sal, están expuestos á graves accidentes por efecto de la accion deleterea de esta substancia, la que ataca principalmente al aparato digestivo, y causa temblores, y la cruel enfermedad llamada *cólico de los pintores*.

Los aposentos recientemente pintados al oleo, durante cierto tiempo despiden un olor muy fuerte, no sin peligro para las personas que habitan en ellos. Ademas el plomo de cualquier modo que penetre en la economía animal causa efectos funestos. Así es que los vapores que exhala el plomo fundido, el polvo cargado de moléculas de este metal en medio del cual viven los que le trabajan, las partí-

culas de óxido que se disuelven en los líquidos ácidos, los vinos, los vinagres que se guardan en vasos de plomo, las que se disuelven en los alimentos crasos condimentados en vajillas comunes, cuyo barniz está trabajado con el óxido de plomo; comunmente causan cólicos y cierto envenenamiento lento, cuya causa muchas veces se ignora del todo. Por consiguiente el plomo es un metal peligroso y no puede sin grande inconveniente emplearse solo. En el dia la mayor parte de utensilios de plomo son reemplazados por los de estaño, ó por una aleacion que solamente contiene una corta cantidad de plomo. En otro tiempo los vinos ácidos eran, edulcerados con el litargirio, pero esta manipulacion criminal cesó luego que se conocieron los peligros de semejantes bebidas.

Habiendo hablado bastante del plomo y de sus compuestos pasemos al estudio de otro metal no menos interesante llamado mercurio.

DEL MERCURIO.

Hé aqui un metal muy notable por sus propiedades físicas. Es el único que en circunstancias ordinarias es líquido, cuya propiedad le hace muy apreciable para construir instrumenfos de física y de química, como termómetros, barómetros, cubetas con mercurio para gases.

La paciencia de los alquimistas fué principalmente agotada por este metal, pues considerandolo como oro y plata en estado imperfecto, juzgaban que le faltaba muy poco para convertirlo en uno ú otro de estos metales, por lo que no perdonaron medio alguno para verificar esta transformacion. Creyeron tambien que el mercurio era el principio de todos los seres, de donde dimanó la hipótesis del *principio mercurial* ó de la *tierra mercurial* que se hallaba á un mismo tiempo en todos los cuerpos pesados y volátiles.

Las locas investigaciones de los alquimistas y sus infinitos trabajos sobre mercurio, no han sido del todo inútiles,

pues que dieron á conocer las principales propiedades de este curioso metal, y la mayor parte de sus compuestos han sido descubiertos por ellos.

Este metal solo existe en muy corto número de estados en la naturaleza. Solo se conoce al estado libre, y combinado con el azúfre, el selenio, el cloro y la plata, pero el súlfuro de mercurio es la única especie mineral algo abundante y la única que se beneficia. Se halla en masas de un color rojo obscuro y raras veces cristalizado. Las minas de mercurio que en el dia se benefician son en corto número. Las mas notables y mas productivas son las de Idria en Illiria, y Almaden en España. Las hay tambien en Ungria, Transilvania, Austria, en el ducado de Dos-puentes, Boemia y Perú, pero todas de poca importancia. La China y el Japon contienen muchas, pero no se tiene de ellas ninguna noticia exacta.

El sulfuro de mercurio nativo, que compone todas estas minas, es conocido con el nombre de *cinabrio*. En medio de estas masas se halla el mercurio nativo en pequeños glovulillos, pero en corta cantidad.

Siendo el mercurio volátil y pudiendo facilmente descomponerse el cinabrio por medio del calor, la extraccion de este metal, es muy sencilla. Se calienta el cinabrio dentro de un horno, cuyo suelo está trepado de agujeros para dar paso al aire. El azúfre se convierte en ácido sulfuroso y quedando libre el mercurio, despide vapores que son conducidos á un grande aposento cerrado por medio de conductos de tierra llamados *aludels* (vaso sublimatorio). Los vapores mercuriales se condensan en el aposento, y el mercurio obtenido se cierra en grandes botellas de hierro con un tapon de rosca del mismo metal.

En las minas del Palatinado se calienta el cinabrio con la cal dentro de retortas de hierro colado, á cuyo pico se adapta un recipiente de tierra conteniendo agua. La cal se une con el azúfre y el mercurio va á condensarse dentro de los recipientes.

La cantidad de mercurio que anualmente se extrae de es-

tas minas, asciende á 20 ó 23 quintales métricos, no comprendiendo en esta valoracion el producto de las minas del Japon y de la China absolutamante desconocido.

Las emanaciones de las minas de mercurio son tan dañosas que los trabajadores apenas resisten dos ó tres años, por cuya razon las minas de Frioul y de Austria son explotadas por los delincuentes condenados á estos trabajos, las que se hallan á 200 metros de profundidad y la corta duracion de existencia de estos desgraciados, se hace horrorosa por el continuo deterioro de su salud.

El mercurio del comercio contiene muchas veces bismuto, plomo y estaño. Ordinariamente se reconoce su pureza por un ensayo mécanico. Echado sobre un plano, se divide en muchísimos glovulillos esféricos cuando es puro, y si es impuro los glovulillos quedan alargados, aplastados y terminados por una especie de hilo metálico, que da lugar de decir á los compradores que *forma cola.*

Para purificarlo se le destila en una retorta de barro (gres) ó de hierro fundido y todos los metales estraños quedan en ella.

Aunque el punto de ebullicion del mercurio sea al de 360° centigrados, no obstante emite vapores sensibles á la temperatura ordinaria. Tenemos un ejemplo continuo con los glovulillos de mercurio que á menudo se hallan á la extremidad de los barómetros por el resultado del vapor mercurial que se ha condensado sobre la superficie interna del tubo de cristal. Por otra parte Faraday ha demostrado directamente esta espontánea evaporacion del mercurio, colgando una hoja de oro sobre una cantidad de este metal metido en una redoma. Despues de seis semanas la hoja de oro que cuidadosamente habia sido privada del contacto directo con el mercurio, se hallaba amalgamada, esto es blanqueada por cierta cantidad de mercurio que no habia podido llegar á ella sino por el estado de vapor. Este fenómeno explica los funestos efectos que sufren los trabajadores en toda clase de industria, en las que se emplea el mercurio. Dentro corto tiempo son atacados de un temblor universal y nervioso.

Cuando se sumerge la mano en un baño de mercurio se siente una fuerte impresion de frio, la que no debe atribuirse á que su temperatura sea menor que la de los cuerpos que la rodean, sino únicamente porque siendo muy buen conductor del calórico, absorve rápidamente el calor de la mano que el mercurio cubre. Cuando este está expuesto á 40° bajo cero, queda sólido, y el efecto que causa sobre la mano es tan vehemente, que desorganiza la piel y parece que se tiene un cuerpo encendido.

El mercurio no experimenta alteracion alguna al contacto del aire seco ó húmedo á la temperatura ordinaria, únicamente se empaña sin oxidarse. Cuando se tritura durante mucho tiempo, cuando se le agita con el aire y el agua como lo practicaba Boerhaave, sujetando á la aspa de un molino una redoma conteniendo una corta cantidad de este metal, se reduce á un polvo negruzco que en otro tiempo se consideraba como un protóxido de mercurio, y le llamaban *etiops per se*. En el dia se sabe que es el mercurio simplemente dividido, y que el color es debido á la grande division de sus partículas. Lo mismo sucede con el mercurio apagado por el agua, las grasas, la miel, todos los cuerpos viscosos, el azúfre, la arena, el vidrio molido, etc, cuyos cuerpos no tienen otra accion sobre el metal, que la de dividirle.

Solo absorve al gas oxígeno á un grado de calor inmediato al que entra en ebullicion, y entonces se convierte en pequeñas pajitas rojas que los antiguos llamaban *precipitado per se, precipitado rojo, y que los modernos llaman deutóxido y peróxido de mercurio*. Este óxido no puede resistir el calor rojo, abandona su oxígeno, y el mercurio vuelve á tomar el estado metálico. Es ligeramente soluble en el agua, los médicos lo administran á menudo para matar los piojos.

Calentando el mercurio con el azúfre en vasos cerrados, los dos cuerpos se combinan y forman un polvo negro violaceo que se sublima en pequeñas agujas de un rojo obscuro, á la boveda de los vasos. Este persulfureo de mercurio, ó *cinabrio artificial* pulverizado con muelas movidas por el

agua, produce un polvo de un rojo muy vivo, que se llama en las artes vermellon.

Este hermoso color mineral, que solo sabian en otro tiempo preparar en Holanda, se trabaja actualmente en Paris con mucha perfeccion, y nos llega tambien de Illiria, y de la China. Los pintores lo usan mucho, es tambien el principio colorante ds los lacres finos. Los romanos lo conocian con el nombre de minio, lo empleaban para los mismos usos que el blanco de afeite de nuestras damas. Los Generales á quienes se les daba los honores de triunfo se frotaban con él sus cuerpos.

El mercurio se alea facilmente con muchísimos metales, y divide con ellos su liquidez. Como disuelve rápidamente el oro, la plata y el cobre, es preciso tener cuidado de quitarse los anillos de los dedos, si se ha de tocar el mercurio, de otro modo se pondrán de repente blancos y gastados mas ó menos por el contacto del metal, ó bien se volverán tan quebradizos que el menor choque bastará para romperlos.

Cuando se reciben los vapores mercuriales sobre una plancha de cobre, ó cuando se frota un compuesto mercurial cualquiera sobre un pedazo de este último metal, muy pronto se vuelve su superficie blanca con el mercurio que se combina con ella, pero calentando el cobre, su blancura desaparece, porque el mercurio vuelve á tomar su forma gaseosa, y porque su afinidad con el cobre no es suficiente para oponerse á su volatilizacion; y es un experimento del que se valen los químicos para asegurarse de si una substancia contiene mercurio.

El *alinde*, es un amalgama de estaño que se emplea para poner detras de los espejos. Para esto se estiende sobre un plano horizontal una hoja de estaño muy delgada. Se la cubre con mercurio el que se adiere á ella, despues se hace resbalar un cristal de modo que divida en dos partes la capa del mercurio, teniendo cuidado que no quede interpuesta ninguna señal de aire ó de humedad entre el vidrio y el estaño y se carga el espejo con pesos. La amalgama se pega

asi á las paredes del vidrio, y le comunica la propiedad de reflejar los objetos.

Con una amalgama de bismuto, se da á los globos de vidrio un aspecto metálico. Las amalgamas de oro y de plata sirven para dorar y platear los demas metales.

Leccion vigésima cuarta.

CONCLUSION DEL MERCURIO. — METALES DE LA SEXTA SECCION.

SUMARIO.

De los óxidos y de las sales de mercurio. — Caractéres de las sales del protóxido y del peróxido de mercurio. — De los cloruros de este metal y de sus aplicaciones. — De la plata, de sus minas y explotacion. — Composicion de las aleaciones utiles. — Del nitrato de plata y numerosos usos. — *Piedra infernal, agua de Persia ó de la China, tinta para marcar la ropa.* — De la *plata fulminante.* — Del cloruro de plata y de su aplicacion para pintar los tejidos y platear los metales. — Del plateado. — Del oro, sus minas y su extraccion. — Arenas auriferas y rios que arrastran oro.

El mercurio se une en dos proporciones con el oxígeno, pero su peróxido no puede formarse ni existir, sino bajo la accion de los ácidos. El peróxido es el único que se forma por la combinacion directa del metal con el oxígeno.

Cuando se trata el mercurio con los ácidos sulfúrico ó nítrico, puede formarse el uno ó el otro de estos óxidos. Si se emplea el ácido diluido, y un exceso del metal á una temperatura un poco elevada, se formará siempre sulfato ó nitrato de protóxido, y el primero quedará en polvo blanco poco soluble en el agua, y el segundo cristalizará en agujas pequeñas y blancas de un sabor cáustico y muy desagradable. El sulfato es notable en razon de convertirse inmediatamente, puesto en contacto con el agua fria ó ca-

liente en un sulfato ácido, que se disuelve, y en subsulfato insoluble de un color amarillo hermoso. Este polvo se llamaba tiempo atrás *precipitado amarillo* y *turbit mineral.*

Si se pone en accion el ácido sulfúrico ó nítrico con el mercurio á una temperatura mas elevada, y que el ácido esté concentrado y en exceso, entonces se obtendrá sulfato ó nitrato de peróxido. El primero quedará tambien en polvo blanco indescomponible por el agua, y el segundo cristalizará con bastante dificultad.

Los dos nitratos de mercurio, se emplean para la secrecion de los pelos de liebre y de conejo destinados para la fabricacion de sombreros, y su disolucion es conocida de los trabajadores con el nombre de *agua fuerte de sombrereros.* Son tambien muy empleados para el dorado de los metales, para reconocer la pureza de los aceites de olivas, para preparar muchos medicamentos cáusticos, y á la menor dósis son fuertes venenos. Su disolucion sobre la piel produce manchas obscuras, que no se van hasta que se muda la epidermis.

Véase como podrá siempre distinguirse una sal de protóxido de mercurio, de una sal de peróxido del mismo, con la siguiente tabla.

	Sal de protóxido.	*Sal de peróxido.*
Potasa ó sosa.	precipitado negro. . . .	precipitado amarillo anaranjado.
Amoniaco. .	— negro. . . .	— blanco.
Cloro y ácido hidroclórico	— blanco soluble con un exceso de cloro. .	sin precipitado.

Estas dos especies de sales blanquean las láminas de cobre que se sumergen en su disolucion, ó que se frotan con su polvo humedecido.

Entre los compuestos del mercurio los mas importantes, y los mas tiempo hace conocidos y que la medicina emplea mucho, son los dos cloruros.

El protocloruro que los alquimistas encarecen con una porcion de epitetos mas ó menos ridiculos, entre los cuales conserva aun el uso vulgar, los de *mercurio dulce* y *calomelanos*, se obtiene ordinariamente calcinando dentro un matrás de vidrio una mezcla de sal marina y de sulfato de

protóxido de mercurio. Por la doble descomposicion de estas dos substancias se forma sulfato de sosa y protocloruro de mercurio, este último se sublima á la parte superior del matrás en hermosas agujas prismáticas, de un blanco amarillento muy brillante, sobrepuestas las unas á las otras, y formando una masa compacta que se amolda sobre las paredes del matrás.

Este compuesto insípido y del todo insoluble en el agua, presenta la anomolía de que su polvo es de un amarillo de limon mucho mas intenso que sus cristales, y lo mas particular es, que cuando se echa el ácido hidroclórico ó el cloro sobre la disolucion del nitrato de protóxido de mercurio, el precipitado del protocloruro de mercurio, que se forma en medio del líquido, es de un blanco perfecto, llamado *precipitado blanco*.

El protocloruro de mercurio es tan insoluble que una gramma de ácido hidroclórico diluido con 50 litros de agua, determina un precipitado muy sensible en una disolucion débil de nitrato de protóxido de mercurio, que el cloro le disuelve, mayormente cuando está recientemente precipitado.

Los alquimistas que su preocupacion les conducia á atribuir maravillosas virtudes á la mayor parte de las substancias que preparaban, sujetaban el protocloruro de mercurio á un sin fin de sublimaciones, creyendo que en cada una de estas sus propiedades eran mas enérgicas. Despues de tres sublimaciones le llamaban *aquila alba*, despues de seis *calomelanos*, y despues de nueve *panacea mercurial*. Luis XIV compró á Labrune el procedimiento de este último medicamento para darlo al público.

Calentando la sal marina con el sulfato de deutóxido de mercurio, no se obtiene el protocloruro de mercurio; pero sí el percloruro, veneno formidable, que los alquimistas emplearon muchísimo en sus infructosas investigaciones de la piedra filosofal.

Este compuesto muy diferente del anterior, es muy soluble en el agua, y cristalíza en agujas finas muy sutíles y

muy blancas. Obtenido por sublimacion, presenta el mismo aspecto con un sabor áspero y stiptito muy desagradable. Algunos granos de este polvo introducidos en el estómago bastan para causar vivos dolores, nauseas y vómitos: destruye muy prontamente las membranas que toca, y determina la muerte si su accion no es combatida con remedios prontos y enérgicos. Los alquimistas le llamaron *dragon* y *sublimado corrosivo* en razon de estas propiedades.

Felizmente la mayor parte de las substancias vegetales y animales, conbinandose con él, tienen la propiedad de volverle del todo insoluble en el agua. La albumina ó clara de huevo producen con la mayor prontitud este efecto; por esto es el antídoto el mas seguro y eficaz. La accion de la albumina sobre el percloruro de mercurio, es tan marcada que desleida en el agua deja reconocer en los líquidos la menor cantidad de este compuesto, formando una nube blanca ó un precipitado floconoso, segun las cantidades del sublimado corrosivo.

El percloruro de mercurio es uno de los mas poderosos anticépticos, cuya propiedad es de suma utilidad á los médicos para la conservacion de sus piezas anatómicas, y á los naturalistas para los objetos de historia natural, empleandolo en este caso disuelto, en el agua ó alcohol. Las substancias orgánicas sumergidas en esta solucion, se endurecen hasta tal punto que resuenan golpeandolas con un martillo como la madera, y ademas quedan incorruptibles é inatacables por los insectos y demas agentes atmosféricos.

El percloruro de mercurio empleado para neutralizar y destruir el virus venereo, y las enfermedades de la piel, es el compuesto mercurial que está mas en uso. En las fábricas de pintados lo emplean para la composicion de muchos mordientes.

La composicion de los dos cloruros de mercurio de los que acabamos de hablar, es la siguiente.

	Protocloruro.	Percloruro.
Mercurio.	85,12	74,09
Cloro.	14,88	25,91
	100,00	100,00

DE LA PLATA.

La PLATA por su hermoso color blanco, su brillo y pulimento de que es suceptible, su inalterabilidad al contacto del aire, su maleabilidad y ductilidad en nada inferiores á las del oro, es uno de los metales mas preciosos y mas útiles al hombre. Su descubrimiento, y sus usos deben buscarse en la infancia del mundo.

Su actual nombre es derivado de la palabra griega que significa *blanco*. Los alquimistas por razon de su blancura y de su brillo, le dieron los nombres de *luna* y *de diana*, y supusieron misteriosas relaciones entre este astro y el metal. Decian estos soñadores que como la cabeza del hombre tenia cierta semejanza con la luna, debian atribuirse á la plata virtudes específicas contra las enfermedades cerebrales, y aun añadian, que con la aplicacion de este metal se podia curar la picadura del escorpion, y que tomando sus limaduras hacia desaparecer del todo las palpitaciones del corazon y el mal olor del aliento.

Por desgracia de la humanidad estas admirables propiedades no han existido jamas, y la sola ventaja que la plata metálica tiene con relacion á la medicina, es de poder emplearse para recompensar los desvelos del médico.

La plata se halla en la naturaleza en diferentes estados, á saber en súlfuros simples y dobles, de cloruro, de yoduro, aleado con el oro, antimonio, arsénico, mercurio, y sobre todo al estado nativo. Entre estos minerales el súlfuro de plata es el mas abundante, siguen despues la plata nativa, el cloruro de plata, y la aleacion de antimonio y de plata.

Las minas de plata de mas nombradia y mas ricas se hallan en Méjico, en el Perú, y en la República de Bolivia. En Europa las hay tambien muy importantes, como en Noruega, en Sajonia, en Hatrz, en Ungria, etc., casi todas estas minas formadas principalmente de súlfuros de plata, se presentan al estado nativo, unas veces en cristales sueltos ó reunidos en figura de hermosas vegetaciones, otras en hi-

los, en granos ó masas de figuras indeterminadas y de diferentes volúmenes, entre los que se encuentran del peso de 25 á 30 kilógramos, y tambien de muchas miligramas se ha hallado una masa de plata nativa del peso de 10 miligramas en las venas de la mina de Kongsberg en Noruega, y otra que pesaba mas de mil miligramas en Schneeberg (Sajonia). El año de 1748 se cuenta que Alberto de Sajonia habiendo bajado á la mina, hizo colocar su comida sobre esta mole de plata, y dijo á los convidados. El emperador Federico es sin poderlo negar un Señor muy poderoso, pero confesad, que mi mesa tiene mas valor que la suya.

La plata nativa rara vez es pura, casi siempre contiene oro, hierro, arsénico y una que otra vez plomo. No obstante la mas pura se halla entre los metales nativos.

Principalmente se extrae la plata de su súlfuro, pero se explotan tambien como minas de plata ciertos minerales que contienen accidentalmente este compuesto, como son los súlfuros de plomo argentíferos muy esparcidos en toda Europa (Sonabia, Hartz, Silecia, Saboya, minas de Poullauen y Huelgoët en Bretaña, de Villefort y de Viales en la Lozere de Pont-Guibaud en la Aubernia) y los súlfuros de cobre argentiferos, mejor conocidos con el nombre de *cobre gris* (Baigorry en los Pirineos, Swatz en el Tirol, Guadalcanal en España, Kolivan en Siberia, algunas minas de Silecia, etc.

En el procedimiento del súlfuro de plata, la plata es el objeto principal de la explotacion, en el de los demas minerales solo es accesorio y no se extrae sino cuando puede cubrir á lo menos los gastos que puede exigir la operacion.

Los procedimientos que se siguen para extraer la plata varian particularmente en razon de la naturaleza de sus minas, de su riqueza, y de los puntos en donde se hallan. No obstante por último resultado estos procedimientos consisten casi todos á dejar la plata al estado metálico, cuando no lo está, y formar con ella un metal como corresponde, ó una *aleacion* fusible, que en razon de su densidad pueda separarse de las gangas que la acompañan.

En algunos puntos como en la América Española, en Freiberch de Sajonia, se emplea el azogue. Siendo la amalgama de plata líquida á la temperatura ordinaria, se amasa facilmente, y puede obtenerse pura por medio de lociones, en seguida se sujeta á la destilacion con aparatos de hierro fundido dentro de los que queda la plata, y el mercurio se volatiliza. Este procedimiento llamado *amalgamacion*, es el único que conviene para la explotacion de los minerales pobres á pesar del alto precio del azogue.

En otros puntos como en Congsberg, en Noruega y en otras partes de Europa, se valen del plomo para separar la plata de los demas metales, que ocasionan su impureza. Para esto se calienta la mezcla del plomo y del mineral, la aleacion que resulta se vacia y se amasa, y el plomo asi cargado de plata es lo que se llama *plomo de obra*. Entonces se sujeta á la operacion de la copela, se separa el plomo en forma de óxido, y deja la plata pura. Este procedimiento llamado de *imbivicion* solo es útil para los minerales ricos, y principalmente para aquellos que contienen grande cantidad de plata nativa.

La cantidad de plata que anualmente se saca de las minas, para el comercio, puede valuarse de este modo.

Minas de plata.	Quilógramos.	Valor en francos.
América.	795,000 . . .	174.000 000.
Europa.	69,000 . . .	15 000 000.
Asia boreal.	20,000 . . .	4.400,000.
	884,000	193,400,000.

La plata es muy maleable y muy ductil, se reduce en hojas tan delgadas que 8000 de estas hojas sobre puestas no llegan al espesor de $2\frac{1}{2}$ millimetros, y que una dracma puede tirarse en un hilo de 2,540 á 2,550 metros de longitud.

Estas hojas tan ligeras que el menor soplo las levanta al aire, no se obtienen con el laminador, sino golpeandolas sobre un ayunque, pero como la accion directa del martillo rasgaria la plata cuando está bastante adelgazada, se coloca el metal puesto ya al estado de una lámina de 5 á 6 millime-

tros de espesor, entre hojas de vitela, ó de pergamino que se golpea con un pesado y ancho martillo. Se cortan las hojas que están adelgazadas, se reunen en un cuadernito formado con hojas de tripa de buey, y se continua golpeandolas hasta que están al grado de adelgazamiento que se quiere.

La plata en su estado de pureza absoluta, es mas dura que el oro, pero menos que el cobre. Para que las monedas, los utensilios y demas vasos que se trabajan con este metal, puedan conservar su figura, y resistir mas largo tiempo su desgaste, ha sido preciso alearla con cierta cantidad de cobre. Véanse las proporciones en que se unen los dos metales.

	Plata.	Cobre.
Moneda de plata de Francia.	900 . .	100.
— de *billon*, ó pequeñas piezas de 10 centimos. .	200 . .	800.
Vajilla de plata.	950 . .	50.
Joyas.	800 . .	200.

La cantidad de plata que contiene forma lo que se llama la ley de la plata. Se dice que estas aleaciones tienen una ley tanto mas elevada en cuanto contienen mayor cantidad de plata. Así una barra que sobre 1000 partes contenga 800 de plata, está á la ley de $\frac{800}{1000}$; segun esto, la moneda de plata francesa esta á la ley de $\frac{900}{1000}$ mientras que el *blon* está á la ley de $\frac{200}{1000}$.

Para asegurar al publico las cantidades de metal puro y de aleacion contenidas en todos los objetos de comercio, como joyas, barras y demas piezas de platero, cada pieza de plata labrada lleva su marca puesta por la administracion despues de la averiguacion de su ley. Cuando una pieza fabricada por un platero está mas baja de la ley legal, se rompe para impedir su circulacion.

El kilógramo de *plata puro* ó de *copela*, pagado en metálico vale 222 francos $\frac{2}{9}$, pero con la retencion del descuento del cambio, solo vale 218 francos $\frac{8}{9}$. El kilógramo de plata de $\frac{900}{1000}$ vale 200 francos ó 40 piezas de 5 francos, y con la retencion del cambio solamente vale 197 francos.

La plata en razon de su poca afinidad con el oxígeno no se altera puesta al contacto del aire pero expuesta á este

pierde su brillo: debe atribuirse este fenómeno enteramente á la presencia accidental del hidrógeno sulfurado, cuyo gas forma entonces á la superficie del metal una película muy delgada de súlfuro negro. Así siempre que se limpian nuestras letrinas y siempre que cuecen huevos, ú otros alimentos que contengan azúfre, se observa que las piezas de plata labrada toman un color amarillo dorado, ó un azul intenso casi negro, causado por la combinacion del azúfre con la plata. Para restituir á los utensilios la hermosura anterior, bastará limpiarlos con un poco de aceite ó de creta, pero cuando el color negro persiste, lo mejor es sumergirlos un momento en el ácido hidroclórico hirviendo, el que hace desaparecer el súlfuro, destruyendolo completamente.

Entre los ácidos casi solo el sulfúrico nítrico y el agua regia atacan la plata. El primero solo la ataca cuando está concentrado é hirviendo, formando un sulfato soluble de protóxido. El segundo la disuelve á la temperatura ordinaria convirtiendola en nitrato. El agua regia la ataca tambien en frio, pero en este caso el metal es transformado en un polvo blanco insoluble llamado *cloruro de plata*.

El nitrato de plata es la única sal de plata que tiene aplicaciones. Si despues de haber disuelto el metal en el ácido nítrico, se evapora el líquido hasta la mitad de su volúmen primitivo, da por el enfriamiento cristales blancos y transparentes en láminas cuadradas, que los químicos antiguos llamaban *cristales de luna*, y tienen un sabor estíptico y metálico de los mas desagradables, y expuestos á los rayos del sol se vuelven prontamente obscuros, reduciendose una parte del óxido al estado metálico. El metal revificado es obscuro por razon de su extremada division.

Esta sal expuesta al calor inferior al rojo, experimenta la fusion ignea, y entonces forma un líquido sin color que vaciado en una rialera se solidifica en cilindros de un color gris de perla. Si esta sal contiene cobre, los cilindros tendrán un color verde, y en este estado hace muchos años que los cirujanos usan este nitrato de plata con el nombre de *piedra infernal* para cauterizar las carnes babosas, en ra-

zon de la accion muy cáustica que ejerce sobre los tejidos animales.

Cuando se pone un cristal de nitrato de plata sobre carbones encendidos, se descompone con deflagracion, dejando por residuo una capa delgada de plata mate, muy blanca, á la que se le da facilmente frotandola, el brillo metálico. Boherave la llamó *plata ardiente.*

Mezclada con carbon ó azúfre, ó fósforo, detona fuertemente con el choque.

Es precisamente soluble en el agua. Esta disolucion es prontamente descompuesta por todos los cuerpos avidos de oxígeno por las substancias orgánicas, y ved ahí porque mancha fuertemente de negro la piel de un modo indeleble. Los peluqueros la emplean de algunos años á esta parte para teñir de negro los cabellos rojos ó blancos, y la venden con los nombres de *agua de Persia* y *agua de China.* El tinte de los cabellos es debido al azúfre que contienen, formando una ligera capa de súlfuro.

Desde muchos años, en Inglaterra, y en el dia en Francia, se sirven de la misma disolucion para marcar la ropa de uso. Para esto disuelven 2 partes de nitrato fundido con 7 de agua destilada, á la que se le añade una parte de goma arábiga para volverla mas pegajosa. La parte del lienzo que debe marcarse, se vuelve un poco consistente con el carbonato de sosa ó jabon. Despues se le da cierto lustre con un hierro caliente, y en seguida se escribe encima como sobre el papel con la disolucion del nitrato, ó bien se imprimen los caractéres con un sello de madera grabado en relieve y mojado antes en el líquido. Para ver mejor las líneas que se escriben, se colora muchas veces el nitrato con un poco de tinta de China. Exponiendo algunos minutos el lienzo al sol, las letras se ennegrecen por la reduccion de la sal. Estas son indelebles, y vuelven tanto mas negras, cuanto el lienzo es mas á menudo lavado. Despues de dos cientas coladas, no han sufrido alteracion alguna.

Este modo de marcar la ropa y todas las telas, es muy superior á todos los demas, y deberia ser adoptado.

Mª Fulham inglesa, ha reconocido hace treinta años, que sumergiendo un tafetan ó seda empapada de una disolucion de nitrato de plata, dentro una redoma llena de gas hidrógeno puro, el tejido de repente toma un color obscuro, que despues presenta un aspecto casi metálico. Este fenómeno indica que el gas obra en este caso la reduccion de la sal. Pero este modo de platear los tejidos no se ha seguido, porque el metal queda gris, cubierto de colores del arco Iris y sin brillo.

Las láminas metálicas que se sumergen en la solucion del nitrato de plata, se cubren de repente de una hermosa vegetacion de plata. Empleando el mercurio, se obtiene el *árbol de Diana* de los alquimistas, como se ha dicho anteriormente.

Si se echan en la misma disolucion potasa, sosa ó agua de cal, se separá el óxido de plata en forma de un polvo verdoso de aceituna. Este óxido es muy poco permanente, tiñe en amarillo las substancias vidriosas, y algunas veces se emplea en la pintura sobre el esmalte. Pero lo que presenta de mas notable, es de formar con el amoniaco un polvo fulminante de los mas impalpables que se conocen, llamado vulgarmente *plata fulminante*, y por los químicos *amoniuro de protóxido de plata*. Berthollet lo descubrió al fin del año de 1787.

Se obtiene este singular compuesto, humedeciendo el óxido de plata recientemente precipitado con el amoniaco, y dejando secar al aire esta pasta. Una vez seco el polvo gris tiene el aspecto metálico, el que queda dentro de la capsula de vidrio en donde se ha formado, y detona con un fuerte estallido al mas ligero choque y simple roze de una barba de pluma. Es muy peligroso el tocarlo, y se correria el riesgo de herirse gravemente si se quisiese introducir en un bote. Semejante polvo no puede tener uso alguno.

El nitrato de plata es para los químicos, uno de los reactivos mas preciosos, porque da á conocer en los líquidos $\frac{1}{200000}$ de cloro, libre ó combinado, formando un precipitado blanco parecido á la leche cuajada. Este precipitado

es un *cloruro de plata* del todo insoluble en los ácidos, y muy soluble en el amoniaco. Los antiguos llamaban á este compuesto *luna cornea y plata cornea*, porque despues de fundido es blando, flexible y muy parecido al cuerno, y expuesto á la luz se ennegrece rápidamente.

Hace muchos años que por razon de esta última propiedad se emplea con ventaja para dar á los tejidos un color gris azulado claro de mucha solidez. Para esto se pasan las telas por una solucion de nitrato de plata fundido, y despues de secas se sumergen en un paño de cloruro de cal. Sacando las piezas de las cubas toman un hermoso color en su superficie, pero no queda igual hasta que toda la pieza ha permanecido expuesta al contacto de la luz.

Si se hace calentar el cloruro de plata en una vasija de hierro ó de zinc, con agua y un poco de ácido hidroclórico ó sulfúrico, tiene lugar un hecho curioso. El metal de la vasija roba el cloro al cloruro de plata, y esta queda en una masa porosa que con solo lavarla puede obtenerse pura. Esta reduccion tiene lugar por un efecto de la ley, que teniendo los metales la misma tendencia relativa al cloro que al oxígeno, los de la primera seccion roban el cloro á los cloruros de las secciones siguientes, y asi succesivamente.

Vemos la aplicacion de este principio en el procedimiento artístico del *plateado* de los metales, y principalmente del cobre y del laton.

El procedimiento mas antiguo para el plateado del cobre, consiste en aplicar á la superficie de este último metal, de antemano bien rascado y preparado, hojas de plata muy delgadas que se adhieren por medio del calor, comprimiendolas mucho tiempo con un bruñidor de acero. Generalmente se aplican sobre el cobre á la vez de 4 á 8 hojas, y se sobreponen succesivamente hasta 30, 40, 50, 60, segun la solidez y duracion que se quiere dar al plateado. Se concluye el trabajo *bruñiendo* con un instrumento de acero con mucho cuidado toda la superficie, de modo que no se descubra ninguna juntura, y que el ojo mas perspicaz no pueda diferenciar una pieza plateada de otra semejante de plata.

Este modo de platear es muy dispendioso, y casi no puede practicarse sobre las pequeñas piezas de metal destinadas para adornos, mayormente cuando son trabajadas en relieve, ó estan abolladas, y ademas como la plata no está mas que sobre puesta sobre el cobre, el desgaste seria muy pronto. Otro inconveniente de este plateado en hojas es, que no puede recomponerse una pieza gastada en algunos puntos sin volverla á platear por entero.

Un Aleman llamado Mellawitz ha ideado otro método de platear el cobre, que se emplea para los cuadrantes de reloj é instrumentos de física y se le ha llamado *plateado de muñeca*, porque se aplica sobre el cobre por medio del frote.

La base de las preparaciones empleadas para esta clase de plateado, es casi siempre el cloruro de plata. Si se frota una lámina de cobre ó de laton con este cloruro recientemente precipitado y humedecido con un poco de agua salada, la plata vuelve á su estado metálico, penetra muy profundamente en el cobre, y forma en su superficie una costra muy sólida que se hace mas adherente haciendola enrojecer, y bruñiendo la pieza.

Los operarios tienen una porcion de recetas para platear por este método. Algunos disuelven el cloruro de plata en el agua con cloruros alcalinos y sal amoniaco, y sumergen en estos líquidos, las piezas de cobre bien rascadas y limpias, las que se cubren lentamente de una capa de plata muy brillante sin manchas ni asperezas, en seguida lavan con cuidado estas piezas plateadas y las secan prontamente.

Si se rompe una de estas piezas, se ve que el cobre está penetrado por la plata. Si alguna parte se deteriora, ó se halla alterada por los vapores del hidrógeno sulfurado, puede facilmente repararse sin tocar el resto de la pieza, bastará frotarla con el *polvo de blanquear*, esto es con el cloruro de plata.

Se llama *plaque* al cobre cubierto con una plancha de plata destinada á reemplazar el plateado comun, siempre de mucho coste en razon de su poca solidez. Esta industria tu-

vo principio en Inglaterra, pero desde de los primeros años de este siglo, se trabaja en Francia, y hoy dia los fabricantes de esta nacion expenden al comercio objetos de grande perfeccion, y de muy bajo precio. Véase en pocas palabras como se trabaja el plaque.

Despues de haber escogido una plancha de cobre del peso de diez kilógramos, y del espesor de cerca de dos centímetros, se deja una de sus superficies perfectamente cerrada y se extiende casi el doble de su extension pasandola por el laminador. En este estado se baña la superficie pulimentada con una disolucion saturada de nitrato de plata, y despues se aplica encima una plancha de plata fina, laminada de modo que cubra enteramente el cobre, procurando que rebase uno ó dos milimetros de la superficie del alrededor de la plancha. Se dobla este exceso sobre la superficie posterior no pulimentada del cobre, á fin de que la plata no pueda escurrirse ni separarse. En este estado se calientan al calor rojo obscuro las dos planchas sobre puestas, y se pasan por el laminador, á fin de quitar el aire que se halla entre los dos metales y dejarlos al estado de adelgazamiento necesario. Por la entera privacion del aire y la compresion, los metales se adhieren entre sí de modo que no pueden separarse jamas sin necesidad de soldarlos.

Se placa con la solidez que se desea dando á la lamina de plata la décima, la vigésima ó la cuadragésima parte del peso primitivo del cobre. Para placar á la décima, se aplica sobre el cobre que pesa diez kilógramos una lámina de plata del peso de un kilógramo. Los dos metales juntos laminados y reducidos al espesor de cerca un milimetro, guardan siempre la misma relacion de espesor, de suerte que la plata está siempre á la décima parte del espesor total. No se placa menos que á la cuadragesima parte del peso del cobre.

El plaque de oro y de platina se trabajan del mismo modo, con la sola diferencia que el líquido que se ha de emplear, se compone de una disolucion de oro, ó de platino con el agua regia.

Se han llegado á multiplicar las ventajas que pueden sacarse de la plata, empleando estos diferentes medios del *plateado y el plaque*. Seria de desear que el uso de este metal se extendiese mas y mas, sobre todo para el condimento de los alimentos en razon de su inalterabilidad é inocencia.

Aunque la plata de vajilla no es alterada visiblemente por la mayor parte de líquidos ó manjares, con los que puede ponerse en contacto, no obstante no deja de haber algun riesgo al comer los alimentos que hayan permanecido, y se hayan enfriado en vasos de plata, mayormente en aquellos, cuya ley, sea de $\frac{800}{1000}$. Una cuchara de plata de esta ley dejada durante algunas horas dentro una infusion de violetas ó de tilia edulcorada, basta para dar á estos dos líquidos un sabor metálico desagradable y muy marcado. (D' Arcet.)

DEL ORO.

Hé aquí el metal que en todas las épocas de la civilizacion ha ocupado siempre el primer lugar en el aprecio de los hombres, y ha servido para representar á su vista la riqueza y el poder. La preferencia del oro á los demas metales, proviene no solamente de su escasez, sino tambien de sus preciosas cualidades. Dotado de un hermoso color, susceptible de tomar con el pulimento un hermoso brillo, inalterable por la mayor parte de cuerpos como el aire, el azúfre, los gases, y los ácidos, tomando diferentes formas con una prodigiosa facilidad, por razon de su blandura, maleabilidad y de su ductilidad que posee al mas alto grado, sus aplicaciones son y pueden ser innumerables ya sea para la construccion de utensilios de primera necesidad, ya para las exijencias del lujo mas elevado.

El platero y el joyero lo trabajan para vasos, cadenas y joyas, y se sirven de él para engastar las piedras preciosas, con el que asi aumentan el brillo y la hermosura. Los pasamaneros y los fabricantes de tejidos, lo unen á sus hermosas sederias. Se fija sobre la madera el carton, las porcelanas y ciertos metales como la plata, el cobre y el laton. Priva-

dos de este modo de las influencias destructoras, estos dos últimos metales son mucho mas permanentes, y pueden en cierto modo reemplazar el metal del que reciben todo su valor.

No es de admirar que un metal tan precioso como el oro, haya sido el objeto de las mas continuadas investigaciones por los alquimistas, quienes continuamente se jactaban de poderlo obtener en sus operaciones y hacer de él un remedio universal. El oro y el sol poseian segun los médicos Arabes y sus adeptos de la edad media, propiedades maravillosas. Lo hacian llevar en *amuleto* ó encima para aliviar las melancolías, y como preservativo de la lepra. La inmersion de este metal enrojecido al fuego en las tisanas, bastaba para comunicarles una virtud cordial. Es increible el número de preparaciones llamadas *solares*, que á pesar de su nombre y por su viciosa confeccion, el oro no entraba siempre en su composicion. Uno de los mas célebres era el llamado *licor de oro*, ó *gotas de oro* del general Lamotte, tan celebradas en el reinado de Luis XV, las que se vendian á un luis la gota. Pero de todas las virtudes prodigadas al oro, solo algunas han conservado su realidad. Su polvo, sus óxidos, y sobre todo su cloruro son empleados con buen resultado en la curacion de las enfermedades sifilíticas, y generalmente en las afecciones linfáticas.

Teniendo el oro muy poca afinidad con los demas elementos, solo se halla en la naturaleza en dos estados, á saber, nativo ó aleado con algunos metales, principalmente con la plata y el telluro.

El oro nativo se halla algunas veces en venas, pero mas comunmente en cubos, en láminas ó pajitas, en granos ó en masa dentro de arenas arcillosas y ferruginosas. Las arenas auríferas cubren en algunos paises extensas llanuras, como en la América del Sud, África y Asia.

Se conocen riveras y rios que arrastran oro, como el Ron, la Ariega, el Gardón, el Caze, el Rin junto á Strasburgo, la Garona cerca de Tolosa, el Heraul cerca de Montpeller, etc., pero sus arenas no son en el dia explotadas. Hay ciertos

hombres que únicamente se ocupan en sacar este oro, y se llaman *orpalles* ó *pallotes*.

En casi todas las minas de plata, en las de cobre de Hartz, y de la Suecia, en las piritas de hierro del Piamonte en Freiberg de Sajonia, en Berezof de Siberia, exsiste el oro diseminado en particulas invisibles ó en partecillas y cristales, como tambien existen diferentes súlfuros que son explotados como minas de oro.

Las minas de oro mas abundantes son las del Perú, del Brasil, de Choco, de Chili, de la Colombia: en la América meridional, de Méjico, de Virginia de la Georgia, de la Carolina del Norte: en los Estados Unidos de América, en Europa, en Ungria y en la Transilvania las poseen tambien muy considerables. En estos últimos años se ha descubierto en Siberia principalmente al pie de los montes Aurales, depósitos auriferos de grande importancia. La Francia solo posee una mina de oro, y aun muy pobre que no permite explotarse con ventaja, que es la de Gadette en el valle de Oisans en el Delfinado. El oro existe en ella en venas de cuarso.

Los antiguos sacaban el oro de la India, de la Tracia, de la Macedonia, del Cáucaso, de la Arabia, etc. Tanto este metal como la plata son conocidos y trabajados desde el tiempo de Abrahan, porque la Escritura nos dice que este Patriarca poseía mucho oro y plata, y que se empleaban ambos metales y sobre todo el oro para la construccion de vasos y ornamentos. Tambien parece que ya se especulaba con estos metales en el comercio, y que tenian un valor real, puesto que Abrahan compró un terreno perteneciente á los hijos de Heth por cuatro cientos siclos de plata para enterrar en aquel á Sara su esposa, y á toda su familia. Se construian tambien estatuas de oro. Raquel se llevó los ídolos de oro de su padre Lavan, cuando se fugó para seguir á Jacop su esposo. Los israelistas construyeron en el desierto un becerro de oro para adorarle. Todos estos hechos son mas que suficientes para probar no solamente la antigüedad del descubrimiento del oro y de la plata, sino tambien el arte de trabajarlos.

En las minas de oro se han hallado algunas veces masas de este metal de un volúmen muy considerable, y se les llama *pepitas*. Se ha hallado una en el Perú del peso de doce kilógramos, y otra en la provincia de Quito de cincuenta kilógramos. En 1826 las minas de los montes Aurales han dado una del peso de diez kilógramos y medio.

En todos los paises las arenas auríferas son trabajadas del mismo modo. En Europa los orpalles, los negros y las negras del Brasil lavan estas arenas en artesones de madera de una construccion particular, ó sobre tablas inclinadas cubiertas de paño. El oro por razon de su densidad cae al fondo de los artesones, ó se detiene sobre el paño. Cuando solo está mezclado con una corta cantidad de arena se amalgama con seis veces su peso de mercurio. Se comprime la amalgama aislada para separar el exceso de mercurio y se sujeta á la destilacion en aparatos cerrados, y dispuestos de modo que puedan recojerse los vapores mercuriales. El oro mas ó menos puro queda al fondo de los vasos destilatorios.

En muchas comarcas se explotan los súlfuros de cobre de plomo y de plata que encierran bastante oro para cubrir los gastos de la explotacion. Existen minerales auriferos, en los que la cantidad de oro no asciende á $\frac{1}{200000}$ y no obstante son explotadas con ventaja.

Unas veces despues de haber calcinado estos súlfuros, se funden para reunir el oro en una masa metálica mas pequeña, y de nuevo se calcinan los nuevos metales que resultan sin purificar de la primera calcinacion. Despues se les calienta con suficiente cantidad de plomo y se obtiene *plomo de obra* aurifero que se sujeta á la copelacion.

Otras veces se acude al procedimiento de la amalgamacion como se practica para la extraccion de la plata. Para esto se ajita el mineral pulverizado con agua, mercurio, y discos de hierro en unos barriles que ruedan sobre su eje. Los súlfuros se dividen dentro del agua, y quedan suspensos en ella, mientras que el oro se precipita en forma de un polvo muy fino, y se une con el mercurio. La amal-

gama que resulta lavada y comprimida se sujeta despues á la destilacion.

El oro que resulta de la afinacion por el plomo, contiene casi siempre plata, cobre, hierro, y estaño. El obtenido por la amalgamacion, solo contiene plata. Para separar el cobre el hierro y el estaño se funde el metal impuro con el nitro, el que oxida estos tres metales estraños. Pero para separar la plata es preciso valerse de la operacion llamada *apartado*, de la que hablarémos en la siguiente leccion.

Leccion vigésima quinta.

CONTINUACION DEL ORO. — DEL PLATINO.

SUMARIO.

Del *apartado* y de la *afinacion* de las aleaciones de oro y de plata.—De las aleaciones de oro puestas en uso.—Ensayos del oro por la piedra de toque.—Medio de reconocer las monedas falsas.—Del dorado de los metales, y principalmente del bronce.—Dorado sobre porcelana.—Del CLORURO DE ORO y sus usos. De la *pulpa de casio*.—*Del oro fulminante*.—Del platino.—Paises en donde se halla este metal.—Preciosas propiedades y ventajas de los vasos de platino.—Del CLORURO de PLATINO.—Del lustre del platino dado á las porcelanas.—Utilidades del cloruro de platino empleado como reactivo en los laboratorios.

El *apartado* es la operacion por medio de la cual se separa el oro de la plata, fundada en la insolubilidad del primero de estos metales en los ácidos.

Esta operacion fué conocida desde los siglos de las Cruzadas, y los ácidos minerales se han empleado desde aquella época para separar el oro de la plata. El ácido nítrico di-

suelto en el agua se llamó *agua fuerte*, la que despues fué empleada para esta operacion por razon de la accion enérgica que ejerce sobre la plata cuando se la quiere separar del oro. Por su medio se formaba nitrato de plata, y el oro quedaba dentro los vasos en forma de un polvo obscuro, que se convertia despues en barras por la fusion. Domingo Honesti Genovés, obtuvo el 18 de setiembre de 1803 la concesion de formar en París un establecimiento para el *apartado* del oro y la plata.

En el dia se trabaja la afinacion por un método mucho mas económico, reemplazando el ácido nítrico con el sulfúrico. La aleacion reducida en granalla es tratada dentro de vasos de platino con el ácido sulfúrico concentrado, é hirviendo. Se forma sulfato ácido de plata que queda en disolucion, y el oro se precipita, se decanta el líquido en dos ó tres intervalos, se lava el residuo del oro con cuidado, despues se le funde y se le vacia en barras.

Este procedimiento hace algun tiempo se ha aplicado en la afinacion de las monedas antiguas de plata, que contienen notable cantidad de oro. Los escudos de seis libras contienen una cantidad que se ha valorado á 17 francos por cada 1000 francos de esta moneda. Hay pues un grande beneficio en refundir estas monedas antiguas.

El producto anual de las minas de oro estaba valuado por Mr. de Humboldt en 1811 á 19,126 kilógramos, representando una suma de mas de 75 millones de francos como lo indica la siguiente tabla.

	Kilógramos.	Valor en francos.
América.	17,291 . . .	59,557,889.
Asia boreal.	538 . . .	1,883,111.
Europa.	1,297 . . .	4,467,444.
	19,126	65,878,444. (1)

Estos guarismos se han aumentado desde esta época por

(1) En Africa los negros se ocupan especialmente en buscar el oro de las arenas, y venden cada año por el valor de 5 millones.

la continuacion de la activa explotacion de las minas de oro de la Siberia, cuyo producto se aumenta cada año. Anualmente se extrae por el valor de mas de tres millones de francos. A fuerza de mucho trabajo las minas de Colombia, del Brasil, de Méjico, y de los Estados-Unidos dan resultados tan ventajosos.

En el dia puede valuarse á 74 millones de francos por año la cantidad de oro que se consume, y á 189 millones la de la plata, y el todo 263 millones de metales preciosos que son empleados para las obras de lujo y construccion de monedas.

El kilógramo de oro puro, vale 3,444 francos $\frac{4}{9}$ pero con la rebaja del cambio solo se pagan 3,434 francos $\frac{4}{9}$. El oro de ley de $\frac{900}{1000}$ vale 3,100 francos, pero con la rebaja, del cambio solo vale 3,091 francos.

Siendo el oro mas blando que la plata, necesita alearse con el cobre para poderlo convertir en moneda, utensilios y alhajas. Véase á continuacion en que proporciones los dos metales estan combinados segun ley.

		Oro.	Cobre.
Monedas de oro en Francia . . .		900 . .	400.
Vajilla y alhajas de oro. .	1.a ley.	920 . .	80.
	2.a ley.	840 . .	160.
	3.a ley.	750 . .	250.

La moneda de oro está pues á la ley de $\frac{900}{1000}$ al paso que las obras de los plateros unas veces estan á la ley de $\frac{920}{1000}$ y otras á la de $\frac{840}{1000}$, y finalmente otras á la de $\frac{750}{1000}$. Pero es menester observar, que como el oro nativo contiene siempre un poco de plata que no se le puede separar con ventaja, se sigue de aqui, que esta plata necesariamente forma parte de las monedas y de todos los artefactos de oro; y que dicha cantidad de plata se la considera por la ley como cobre y no entra en cuenta.

La aleacion para las joyas ordinarias que contiene 25 por 100 de cobre se empaña muy á menudo, y toma con su uso un aspecto sucio, causado por la oxidacion del cobre. Puede volversele su brillo primitivo lavandolo con un poco de amoniaco cáustico.

Todas las aleaciones de oro y de cobre que circulan en el comercio son consideradas por el contraste, como aleaciones de plata. Para reconocer la calidad y determinar la ley de las monedas, de joyas, y utensilios de oro, los ensayadores se valen de la copelacion con el plomo. Los plateros y joyeros se valen de la *piedra de toque.* Esta piedra es del género silicio de un hermoso negro, es dura é inatacable por los ácidos. Para esto se frota el oro que se quiere ensayar sobre la piedra, y al lado de la señal amarilla que dejan se hace otra señal frotando con una aguja de oro de ley conocida, y entonces se juzga por término de comparacion valiendose de otras agujas de leyes diferentes. El oro que se ensaya está en la misma ley que la aguja cuya señal metálica es mas parecida á la de aquel. Se da el nombre de *varita aquilatada* á unas estrellas compuestas de agujas de oro y cobre, de oro y plata, de oro, de plata y cobre, á 5 leyes diferentes. Estos ensayos comparativos con los toques de oro en la piedra, exijen muchísima práctica por razon de las diferencias excesivamente débiles de color.

Los ensayos de plata se hacen con baritas compuestas de ocho leyes.

La piedra de toque sirve al mismo tiempo para reconocer las monedas falsas de oro y de plata, que circulan á menudo en el comercio. Una moneda de oro falsa deja una señal roja sobre la piedra de toque y esta señal desaparece inmediatamente echandole encima algunas gotas de ácido nítrico puro. Una moneda de plata es falsa cuando su señal sobre la piedra es de un blanco azulado, y desaparece completamente echandole encima una, ó dos gotas de un líquido compuesto de 25 partes de agua destilada, 38 partes de ácido nítrico á 34° y 2 partes de ácido hidroclórico á 22°. El cobre no cambia el color del oro, solamente lo aviva, y no sucede lo mismo con los demas metales. Al hierro le comunica un color azulado, al platino le disminuye mucho su color, á la plata le comunica un matiz verdoso. El oro verde de los joyeros es una aleacion de 700 partes de oro y 300 de plata. La amalgama de oro es de un uso muy importante en el dorado sobre el bronce

y demas metales. Véase como se emplea. Despues de haber rascado bien el metal, se le frota con una disolucion debilitada de nitrato de mercurio, aplicandole en seguida por medio de un cepillo cierta cantidad de amalgama de oro en polvo; por fin se calienta la pieza y el mercurio se volatiliza completamente quedando solo el oro en la superficie del metal á manera de un barniz osbcuro intenso. Se le da un hermoso pulimento y color amarillo, frotando la pieza con un bruñidor de piedra de hematites. A favor de algunas manipulaciones muy sencillas se consigue variar á discresion el aspecto de los dorados.

Este ramo de industria es uno de los mas peligrosos para los operarios que lo ejercen, en razon de los vapores mercuriales que se desprenden en casi todas las operaciones del dorado. En el año 1816 Ravrio, uno de los mas célebres fabricantes de bronce dorado, ofreció un premio de 3000, francos que la Academia de ciencias debia entregar al que presentase mejor procedimiento para preservar los doradores de los accidentes á que están expuestos. Este premio recayó en Mr. D' Arcet quien inventó un sistema completo de ventilacion, por el que todos los vapores son conducidos á medida que se forman á una grande chimenea que les da paso al aire. Hé aquí un bien inapreciable hecho por este sábio y distinguido químico á los operarios.

Debo advertir que la aleacion de cobre que se destina para dorar no tiene la misma composicion del bronce de los cañones y campanas, sino una especie de *laton* que contiene un poco de estaño y de plomo.

Tambien hay muchos otros modos de dorar: unas veces con hojas de oro aplicadas sobre el metal rascado y caliente, fijado en seguida por medio del bruñidor, otras veces con el oro en polvo llamado *oro en trapos* que se obtiene quemando pedazos de lienzo, de ante mano empapados en una disolucion de oro. Sus cenizas son en seguida quemadas en un plato de porcelana, despues esparcidas sobre el objeto que se quiere dorar frotando con un tapon de corcho. Este dorado es susceptible de un hermoso pulimento.

La plata dorada por el primer procedimiento se llama *plata sobre dorada.*

Para el dorado de la porcelana se emplea el oro en polvo obtenido por dos métodos diferentes. Echando una disolucion de sulfato de hierro en una disolucion de oro por el agua regia, se precipita el oro reducido á polvo negruzco que se lava bien, se hace secar, y se muele en seguida con un poco de miel para dividirlo mejor; se lava esta pasta con agua hirviendo para separar la miel; y el oro que queda estando mezclado con la duodecima parte du sub-nitráto de bismuto, queda fijado sobre la porcelana por medio de un mordiente craso. Se pasa la pieza por el fuego, el mordiente craso se quema, el fundente entra en fusion, y entonces el oro se pega á la pieza.

El otro procedimiento para obtener el polvo de oro consiste en moler hojas de oro sobre un cristal con miel ó un mucilago espeso de goma arábiga que se separa despues con agua caliente. El oro muy dividido que queda se extiende en capas delgadas en unas conchas, se conoce en las artes y en el comercio con el nombre de *oro en concha.* Este oro de nuevo molido con goma se emplea para dorar la porcelana blanda, pero para la porcelana dura se añade un fundente que regularmente es el sub nitrato de bismuto.

Se hace el dorado con el aceite, ó la cola, cubriendo la superficie con una capa de esta substancia, cuando está casi seca, se aplican las hojas de oro apoyandolas ligeramente con un algodon. De esta manera se doran los cortes de los libros, el yeso, la madera, el carton, el cuero, el hierro, etc, y regularmente se cubre en seguida el oro con una capa de barniz. A los marcos de los cuadros se les da primeramente cola con albayalde, despues con la piedra pomes son pulimentados y dorados como se acaba de decir. En todos estos dorados es preciso ponerles muchas capas succesivas de oro, y concluirlas frotandolas con el bruñidor.

El oro no se disuelve bien sino con el agua regia, y es convertido en percloruro que puede obtenerse en agujas amarillas, ó en polvo rojo obscuro intenso cuando está del

todo seco. Este compuesto tiene un sabor stiptico y amargo muy desagradable, es muy poco permanente, por que los rayos del sol reducen el oro al estado metálico: todos los cuerpos que tienen mucha afinidad con el oxígeno, ó que pueden robarle el cloro, lo descomponen igualmente. Por consiguiente el hidrógeno, el carbon, el fósforo, la mayor parte de los metales, el ácido sulfuroso, las sales de protóxido de hierro, de estaño, de mercurio, las substancias orgánicas y los ácidos vegetales, le separan el oro unas veces en polvo negruzco ó rojizo, y otras en polvo de un hermoso color de púrpura.

La *púrpura de casio*, llamada asi en el comercio, es el precipitado formado por una mezcla de protocloruro y percloruro de estaño en una disolucion de oro muy diluida. Los copos gelatinosos, violaceos, purpurados ó rosados, que se forman en este caso, segun el parecer de algunos, son una mezcla de deutóxido de estaño y de oro muy dividido, y segun otros una mezcla de óxido de estaño y de óxido de oro. Sea lo que fuere con esta *púrpura de casio*, los pintores de porcelana y vidrios dan magnificos colores purpurados, rosados, y violetas que embelesan las bajillas, y los vidrios de nuestras Iglesias.

El cloruro de oro comunica de repente á la piel un color obscuro ó purpureo, el que no desaparece sino por el cambio de la epidermis. Es muy soluble en el espíritu de vino y en el éter. Cuando se ajita la disolucion acuosa de este compuesto con el éter, este le roba el agua y la deja sin color. El *oro potable* de los antiguos, era esta disolucion eterea, Gaiton de Morveau la empleaba para dorar el hierro y el acero. Para esto calentaba ligeramente la pieza metálica que debia dorarse, despues con un pincel cubria su superficie con la disolucion eterea. El éter evaporandose de repente dejaba el oro formando una capa muy delgada, que se fijaba en la pieza puliendola con el bruñidor. Este dorado no es muy sólido.

Si se vierte dentro la disolucion de oro muy débil una disolucion de *súlfuro de potasio*, se precipita un súlfuro de

oro en polvo de color obscuro de chocolate. Con este súlfuro de oro se obtiene el lustre llamado *burgos*, que se aplica en muchísimos objetos de bajilla.

El *súlfuro de potasio* sobre cargado de azúfre, y llamado vulgarmente *hígado de azúfre*, tiene la propiedad de ceder al oro una parte de su azúfre, y por consiguiente cambiarle en súlfuro, que poco á poco desaparece en el súlfuro de potasio desulfurado. Á Stahl se debe esta noticia. Este sábio químico queriendo descubrir de que manera Moyses llegó á disolver, sin ausilio de un milagro el becerro de oro en el agua comun, para dar á beber en seguida esta disolucion á los israelitas en castigo de su desobediencia é idolatría, halló al cabo á fuerza de repetidos experimentos la propiedad que posee el hígado de azúfre de disolver el oro; y ha dicho, que sin duda con esta preparacion el legislador hebreo habia manipulado. Esta opinion es muy satisfactoria porque entre los líquidos que tienen la facultad de disolver el oro, ninguno es mas fácil de preparar que el *hígado de azúfre* y ademas existen en ciertas aguas naturales súlfuros alcalinos, de los que Moyses podia tener noticia.

Para obtener el óxido de oro se trata el cloruro de este metal con los alcalís, pero la precipitacion es siempre incompleta. El precipitado que resulta amarillo no tiene lugar sino despues de algun tiempo cuando se emplea la potasa ó la sosa; pero cuando se emplea el amoniaco se verifica casi de repente en copos, que secados á un calor suave, componen un *amoniuro de oro*, que Basilio Valentin describió el primero con el nombre de *oro fulminante*, en razon de su propiedad detonante por el calor, el frote y la percusion. Este compuesto tan peligroso de manejar como la *plata fulminante*, ha causado la siguiente desgracia, lo que prueba con cuanta precaucion deben tocarse estos polvos fulminantes. Á un farmacéutico llamado Fasciau le sucedió, que teniendo en la mano una redoma llena de oro fulminante, en el acto de ajustar el tapon, de repente tuvo lugar la detonacion de todo el oro fulminante, probablemente causada por algunas particulas pequeñas que habrian

quedado entre el tapon, y el cuello de la redoma; esta se rompió en mil partes, y sus pedazos se clavaron en los ojos del incauto. Una decigrama de oro fulminante, da una explosion comparable á la de un pistoletazo.

Cloncuyo aqui la historia del oro y de sus compuestos para hablar en seguida de un metal tan interesante como el oro y la plata llamado PLATINO, que en el dia presenta inmensos servicios á la industria.

DEL PLATINO.

Este metal era desconocido en Europa antes del año 1748, pero habia sido conocido mucho tiempo hacia por los minadores de la América del Sud, pues que el gobierno español habia mandado á estos arrojar á un rio inmediato á las minas, los granos de platino que recogian, por temor de que no lo empleasen para falsificar el oro. Los españoles del Perú fabricaban con él, contreras de espadas, cadenas de roloj y demas pequeños objetos de adorno, y lo consideraban como una especie de plata.

D. Antonio de Ulloa matemático español, que en el año 1735 acompañó al Perú á los Académicos franceses, enviados para medir un grado del meridiano, fué el primero que en 1748 dió noticia en la relacion de su viaje de este metal, que Carlos Wood ensayador de metales en la Jamaica habia descubierto muchos años antes, (en 1741) y del que no habló hasta 1749 ó 1750. Lewis y Sheffer desde 1752 á 1754 fueron los primeros químicos que emprendieron el estudio de las propiedades de este precioso metal, al que el último le puso el nombre de *oro blanco*. Desde esta época los muchísimos trabajos emprendidos por los químicos mas distinguidos, que á porfia quisieron estudiar el platino, han completado su historia sin dejar nada que desear.

El nombre de *platino* derivado de la palabra española *platina*, pequeña *plata* diminutivo de la *plata*, se ha dado al metal de que hablamos por su color, y porque se creia que era una modificacion de la plata.

El platino hasta ahora solo se ha hallado al estado nativo, y mas bien aleado con el hierro, el sodio, el hiridio, el paladio y el osmio. Se halla casi siempre en el mismo terreno que el oro granular, es decir entre arenas ó terrenos de aluvion que contienen igualmente el diamante. Las primeras minas que se conocieron son las del Perú, en las provincias del Choco, de Novita y de Sta. Rita. Tambien se halla en Barbacoa (Nueva Granada), en Matto Grosso (Brasil), en Cartajena, en la provincia de Antioquia (Colombia), en el rio de Yaki (Sto. Domingo). Posteriormente Vauquelin descubrió la existencia de este metal en los minerales de plata de Extremadura en España. En 1824 se ha descubierto el platino en Siberia, y en los montes Aurales. Estas últimas minas son muy productivas.

El platino ordinariamente se presenta en estas arenas en forma de pajitas delgadas, y en granos irregulares las mas veces aplastados, siendo los mas voluminosos del grosor de un guisante. Algunas veces se han hallado pedazos ó *pepitas* de platino de un volúmen notable. Uno de ellos del peso de 800 grammas fué hallado por un esclavo negro en la mina de oro de Condoto del Perú. Otro del peso de un kilógramo, 750 grammas, fué descubierto en Nischne-Tagilsk en el monte Aural, y otro del peso de 4 kilógramos 320 grammas, ha sido hallado posteriormente en las minas de Demidoff en el mismo pais. En marzo de 1831 se encontró en las mismas minas una pepita de 9½ kilógramos, y en 1832 fueron descubiertas otras dos, la una del peso de 6½ kilógramos, y la otra de 9½ kilógramos.

El mineral de platino, tal como circula en el comercio, contiene gran cantidad de substancias mezcladas, que son rodio, iridio, palladio, osmio, cobre, hierro, cuarzo, oro, plata, etc. Segun esto, para separar el platino de todas estas diferentes substancias, es preciso valerse de muchísimas operaciones; sin embargo despues por los trabajos de Vauquelin, la extraccion de este metal se ha simplificado mucho. Hé aquí como se practica.

Despues de calcinado á un calor rojo se trata el mineral

con el agua regia hasta que el ácido no tome mas color gris sobre el residuo. Se evapora la disolucion hasta consistencia de jarabe para separarle el exceso de ácido, se diluye despues con diez veces su peso de agua, y á esta disolucion se le añade un exceso de disolucion de sal amoniaco saturada en frio. Se recoje el precipitado amarillo que se forma (que es una sal doble de hidroclorato de amoniaco, y cloruro de platino) se lava con un líquido saturado de sal amoniaco, y se seca y calcina en un crisol hasta al color rojo. La sal amoniaco y el cloro del cloruro metálico se volatilizan, el platino se halla reducido, y queda en forma de una masa esponjosa llamada vulgarmente *esponja de platino*. Se tiene cuidado de comprimir con fuerza esta esponja, á medida que se forma, á fin de reunir todas sus partes, de darle consistencia, y poder en seguida forjarla sin ninguna adicion.

Jeanneti platero de París fué el primero que en 1790 extrajo del mineral de platino un metal susceptible de ser forjado, y que lo adoptó á los usos de la química, reduciendolo en hilos, en láminas, despues en crisoles y demas utensilios del laboratorio. Con esto contribuyó á la revolucion que tuvo lugar en la química analítica, y de cuarenta años á esta parte, los vasos de platino proporcionan procedimientos seguros y fáciles de los que los químicos antiguos no tenian ninguna idea. Jeanneti fundia el mineral de platino lavado, con la potasa y el ácido arsenioso, vaciaba en seguida el arseniuro de platina que resultaba en tablas de poco espesor, y le exponia á un grado de calor rojo blanco para volatilizar el arsénico. Despues sujetaba la masa porosa que quedaba á la reiterada accion del calor y del martillo para volverla compacta. Este procedimiento está abandonado.

El platino puro tiene un color gris de acero muy claro, parecido al blanco de la plata. Aunque es susceptible de un hermoso pulimento, no llega al brillo de este ultimo metal, por consiguiente no puede emplearse con ventaja como la plata en la fabricacion de joyas. Es al mismo tiempo muy

maleable, y muy ductil, y bastante blando para cortarlo con tijeras.

Es el metal menos dilatable, y se emplea con preferencia á los demas, en la fabricacion de patrones para arreglar los pesos y medidas, piezas finas de relojeria y termómetros metálicos. Es el cuerpo mas pesado de todos los conocidos é infusible al fuego mas fuerte de forja, y por esto es el mas á propósito de todos los demas metales para la construccion de crisoles, retortas, vasos evaporatorios, y alambiques que deben exponerse al fuego mas fuerte.

No se altera al aire sea cual fuere la temperatura. Aunque existen óxidos de platino, no obstante solo se obtienen con procedimientos particulares, y tanto estos como los del oro tienen muy poca afinidad con los ácidos, y son muy fáciles de reducir.

Tiene muy poca tendencia á combinarse con los demas elementos, exceptuando el cloro y el fósforo, de modo que no puede sin riesgo calentarse en un crisol de platino el ácido fosfórico, y los fosfatos con el carbon, porque el fosforo que resulta libre, de repente determina la fusion del metal.

Resiste á la accion de todos los ácidos aun los mas concentrados, á excepcion del agua regia, que le disuelve convirtiendole en percloruro. La disolucion tiene un color rojo intenso cuando está concentrada, y amarillo cuando está diluida, formando pequeños prismas por la concentracion y enfriamiento.

Por su inalterabilidad con los ácidos, se hace del platino una ventajosísima aplicacion. Se reemplazan las retortas de vidrio, que se empleaban hace tiempo para la concentracion del ácido sulfúrico, con alambiques de este metal, y en los laboratorios se hace uso de evaporaderas del mismo metal en las que se ponen en accion una porcion de cuerpos con los ácidos, que atacarian todos los demas vasos metálicos.

Desgraciadamente el subido precio del platino, es un obstáculo á los usos de la industria y á la economía domés-

tica. Se vende en bruto de 160 á 192 francos el quilógramo, y de 768 á 960 cuando está trabajado. Un alambique pequeño de platino para la construccion del ácido sulfúrico, cuesta cerca de 25000 francos. Pero hay que esperar que las minas de Siberia que son muy productivas, y que ya se explotan con método y precision, aumentando prontamente la masa del metal y su circulacion disminuirán sensiblemente el precio. En el dia se fabrica en Rusia una moneda de platino notable por su hermosura y delicada construccion.

Se emplea tambien el platino para la construccion de *oidos* de escopetas, y cucharas para sumergirlas en las mezclas ácidas. Aleado con el cobre sirve para la construccion de espejos de telescopio, los que conservan invariablemente su hermoso pulimento. Los utensilios de cobre para cocina cubiertos con una hoja muy delgada de platino, reemplazan con ventaja los vasos chapeados con la plata. En estado de esponja muy porosa es la parte mas esencial de los pequeños eslabones de gas hidrógeno descritos anteriormente.

El cloruro de platino presta por sí solo, usos muy importantes. En las fábricas de porcelana lo emplean para cubrir ciertos vasos, á los que se quiere dar un lustre metálico entre el blanco de plata, y el gris de acero. Para esto se cubren con su disolucion concentrada y mezclada con la esencia de espliego sobre el barniz del vaso que se quiere lustrar, y despues se pasa la pieza por el fuego. El platino aparece con su brillo metálico extendido con igualdad sobre toda la pieza, á la que cambia todo el color, tomando un lustre tan vivo y tan brillante como si hubiese sido bruñido.

Klaproth químico prusiano, dió á conocer este nuevo procedimiento para hermosear la porcelana. No obstante el *lustre de platino,* que en su principio fué muy usado como todos los demas lustres metálicos, en el dia está casi olvidado.

Ademas se emplea la disolucion concentrada del cloruro de platino para disstinguir la sosa de la potasa. En las fabri-

cas y en los laboratorios, á menudo se ofrece saber cual es el alcalí ó la sal alcalina que encierra un liquido. Algunas gotas de cloruro de platino dan solucion. En efecto en el agua de potasa ó en una sal de potasa, este reactivo forma un precipitado amarillo pulverulento de un cloruro doble de platino y de potasio muy poco suluble en el agua, al paso que las aguas de sosa ó sales de sosa no se enturbian, y con mucha mas razon no forman precipitado alguno prueba cuan soluble es el cloruro doble de platino, y de sodio. No hay duda que por esta reaccion podrian confundirse las sales de potasa con las amoniacales, que tambien se precipitan en amarillo, pero en este último caso el precipitado facilmente se distingue del que se forma en las sales de potasa, mezclandolo y triturandolo con un poco de cal, se desprende de repente un olor vivo y penetrante de amoniaco cáustico.

Con lo que se ha dicho, se ve que el platino es uno de los metales preciosos, y es verosimil que si los alquimistas le hubiesen conocido, hubiera sido engorroso para ellos elegir este metal ó el oro, y señalar el primer lugar al uno ó al otro entre los metales perfectos.

FIN DEL TOMO PRIMERO.

ADICIONES.

(Leccion 5ª.) El ácido carbónico puede obtenerse por muchísimos procedimientos, si bien que todos se reducen á dos clases: á la primera pertenecen todos aquellos que consisten en las diversas operaciones en que se forma directamente; como la combustion del carbon, la reduccion de los óxidos metálicos por la misma substancia, la fermentacion vinosa y pútrida, etc. La segunda clase comprende los diversos procedimientos conocidos para separar el ácido carbónico de sus numerosas combinaciones.

Se extrae facilmente del mármol blanco, del espato calcareo y de la creta, calcinando estas substancias en un tubo de hierro hecho ascua, adaptandole un tubo propio para recoger el gas carbónico desprendido; y ayudando la descomposicion del carbonato por medio del agua en vapor.

Otro medio mas fácil aun, consiste en descomponer por medio de los ácidos las substancias indicadas ú otros carbonatos cualesquiera; á cuyo efecto se deslien ó disuelven en agua en un frasco de dos cuellos, y se echa despues poco á poco el ácido descomponente. Generalmente se emplea el ácido sulfúrico por ser el mas barato y el mas á propósito. Luego que el ácido sulfúrico obra sobre el carbonato de cal le descompone, y mientras que por su combinacion con la cal forma yeso ó sulfato calcareo; el ácido carbónico se funde en el calórico y se desprende en forma de gas.

Otro método fácil y económico, consiste en mezclar en una redoma, á cuyo cuello se adapta un tubo encorvado, una parte de azúcar y tres de levadura de cerveza; pues dicha mezcla no solo despide al instante el gas; sino tambien con muchísima abundancia.

(Leccion 4.) Fourcroy divide las aguas salinas en cinco secciones, segun la especie de sal que domina en ellas. Si esta es el sulfato de cal; resultan las aguas llamadas duras, crudas, insípidas y que no disuelven el jabon. Cuando contienen en mayor cantidad el sulfato de magnesia que los demas principios; son amargas y purgantes. Si tienen en disolucion el hidroclorato de sosa; son saladas: finalmente,

si domina en ellas el carbonato de cal; componen las aguas duras, térreas, que depositan mas ó menos facilmente su sal insípida en forma de estaláctitas é incrustaciones.

Las aguas alcalinas gaseosas son muy recomendadas en Inglaterra para la curacion del mal de piedra y calculos, por razon de la calidad que poseen de comunicar á los orines la propiedad de disolver á aquellos.

Las aguas minerales artificiales se preparan por medio de ciertos aparatos, saturando de gas el agua que se emplea, colocandola en botellas y añadiendole las demas substancias en la misma cantidad que resulta de su análisis.

Cuando se debe componer un agua mineral alcalina gaseosa, es menester siempre poner la sal en el agua antes de darle el gas. El álcali debe ser puro y cristalizado, las tierras deben estar saturadas de ácido carbónico y reducidas á polvo muy fino, el hierro en limaduras recientes, puestas en un saquito para sacarlas luego con facilidad. Las botellas bien condicionadas y tapadas, se colocan en una gruta fresca, puestas al reves, por espacio de 48 horas; en este tiempo, el agua disuelve no solamente las sales alcalinas, sino tambien la cal y la magnesia por medio del ácido carbónico.

Las acídulas gaseosas ejercen una accion particular sobre las membranas del estómago y de los intestinos, comunicandoles mayor energía en sus funciones: la experiencia ha demostrado que despues del uso de estas aguas, la digestion se logra con facilidad; ademas, disuelven los humores biliosos y viscosos, y disipan la languidez y la melancolía.

Las aguas ferruginosas son tónicas, astringentes, aperitivas, diuréticas, aplicables contra las obstrucciones, etc.

Las aguas sulfúricas casi todas son calientes, pero en diferentes grados. Generalmente son untuosas y suavizan el cutis. Las hay que contienen poquísimas substancias salinas, y otras que las contienen en abundancia. Tomadas interiormente; restriñen el vientre, aceleran la circulacion, aumentan la transpiracion y el apetito.

(Leccion 7.) Se ha procurado buscar si el carbon animal que se habia empleado para descolorar los jarabes, podria de nuevo producir el mismo efecto; pero lo que hasta ahora se ha experimentado, manifiesta bastante que no se logra por medio de una nueva calcinacion el objeto propuesto. Las substancias colorantes y mucila-

ginosas del azúcar, arrastradas por el carbon, dejarian despues de la carbonizacion un barniz, que destruiria del todo la facultad descolorante de este. Se llega á restituir dicha facultad al carbon destruyendo estas substancias orgánicas á una temperatura baja, como lo ha hecho Mr. Payen. Estas substancias son susceptibles de fermentar, á este fin se reune el carbon en un monton, y se le deja que experimente una fermentacion alcohólica, acética y aun pútrida; y despues se lava con mucha agua. En seguida se legía con un poco de disolucion de potasa, y se calienta hasta al calor rojo, dentro de vasos cerrados. Por este medio adquiere una propiedad descolorante á lo menos igual á la del carbon que no ha servido.

(Leccion 10.*)* Otra de las aplicaciones muy útiles que se han hecho del fósforo es la preparacion de los mixtos, que tan en uso se han puesto por su comodidad y baratura. Para prepararlos se practica el método siguiente:

En un pequeño vaso de plata con su correspondiente mango, se disuelven á un calor lento la sexta parte de una onza de goma arábiga con la tercera parte de otra onza de agua destilada; luego se le añade la vigésima parte de onza de licopodio, la duodécima de vermellon, media onza de salitre refinado, y finalmente la sexta parte de una onza de fósforo cortado en pedacitos los mas pequeños que posible sea, cuidando de menearlo con una barita de vidrio hasta la perfecta mixtion de dichas substancias, manteniendo el vaso á un calor lento hasta que la mezcla siendo de consistencia espesa, despues de fria quede en estado solido. En este estado, se separa del fuego y se coloca, una pequeña parte al extremo de una tirita de carton cortado en pedacitos, unidos por sus extremos, cuyo carton está de antemano preparado y embebido de una disolucion de nitro refinado disuelto en agua, ó empapado en un barniz craso. Cuando solo tiene la disolucion del nitro, con el simple roce arde la mezcla fosfórica del extremo y continua la combustion sin llama mientras dura el carton; y cuando tiene el barniz arde con llama hasta al fin del carton. Tambien se preparan unas cerillas muy delgadas, colocando al extremo una corta porcion de la mezcla fosfórica; y frotando esta, queda encendida la cerilla.

(Leccion 11.*)* El ácido sulfúrico debe considerarse como uno de los productos del mayor interes para la industria. Es un ácido de

los mas concentrados y activos, y sus propiedades son tales; que generalmente puede ser empleado en todos los casos, que sea necesario valerse de una substancia ácida cualquiera. En efecto, el ácido sulfúrico es empleado para obtener todos los demas ácidos, es indispensable para la fabricacion de la barrilla artificial, para el blanqueo y tintura, y en una palabra, no hay industria, que no consuma mayor ó menor cantidad de este ácido.

Puede obtenerse, como queda dicho, el ácido sulfúrico en mucha cantidad quemando 100 partes de azúfre con 8 de nitro, en un aposento de plomo, cuyo suelo esté cubierto de agua: esto nos dará por resultado el ácido sulfúrico y el sulfato de potasa. Quemando solo el azúfre en dicho aposento, y haciendo llegar á este el deutóxido de azoe desprendido por medio de la descomposicion del ácido nítrico con el azúcar en el estado de melasa, ó con la fécula de patatas; se obtiene igualmente el ácido sulfúrico, y por residuo el ácido oxálico.

Hasta ahora se ignora cual es la dimension fija que debe tener una cámara de plomo para obtener, en igualdad de circunstancias y de materiales, la mayor cantidad de ácido sulfúrico posible. Asi es que cada fabricante se vale de aposentos de plomo de indeterminada capacidad.

Sin embargo, segun parece, la mejor dimension es la de 50 pies de largo, 27 de ancho y 15 de altura.

Cien partes de azúfre deben producir 306 de ácido sulfúrico; porque suponiendo á este de 66 ° y consistiendo su combinacion meramente en agua y ácido sulfúrico en proporciones fijas; hallaremos que su composicion es la siguiente:

Azúfre.	100.
Oxigeno.	150.
Agua.	56.
	306.

Los fabricantes en el dia solo obtienen por cada 100 partes de azúfre quemado, 250 á 260 de ácido á 66 °; y la mayor parte solo á 64 °; y no han podido atinar en que consiste la diferencia que hay entre este resultado y el de arriba.

Cuando se empieza á fabricar el ácido sulfúrico en un cuarto de plomo nuevo, ó que para recomponerle ha sido preciso vaciarle del todo, es de absoluta necesidad antes de empezar la operacion, cubrir todo el suelo con ácido sulfúrico débil á 10° ó 12° de Reaumé; pues de lo contrario, si solo se cubriese con agua; se correria el riesgo de obtener

poco ó nada de ácido, como ha sucedido á varios fabricantes poco instruidos.

La economía con el ácido nitroso debe ser una de las precauciones mas esenciales en esta fabricacion.

Es digno de observarse que la mayor parte de las operaciones artísticas que exigen el uso del ácido sulfúrico, se pueden hacer con este ácido tal como sale de la cámara de plomo; esto es, á 40 ó 50 grados á lo mas; asi, convendria que los consumidores lo tomáran á dicha graduacion á fin de ahorrar el coste de su concentracion, comprandola mas barato; á cuyo fin acompaño la adjunta tabla para que á prímer golpe de vista puedan saber en cada 100 partes de ácido de concentracion conocida; cuanta cantidad de ácido contiene á 66°, y cuanta agua.

TABLA

que expresa las cantidades de ácido sulfúrico á 66° contenidas en varias mezclas de agua con este ácido á diferentes grados del areómetro.

1.° *Acido á* 60°.		7.° *Acido á* 30°.	
Acido sulfúrico.	84,22	Acido sulfúrico.	36,52
Agua.	15,78	Agua.	63,48
2.° *Acido á* 55°.		8.° *Acido á* 25°.	
Acido sulfúrico.	74,32	Acido sulfúrico.	30,12
Agua.	25,68	Agua.	69.88
3.° *Acido á* 50°.		9.° *Acido á* 20°.	
Acido sulfúrico.	66,45	Acido sulfúrico.	24,01
Agua	33,55	Agua.	75,99
4.° *Acido á* 45°.		10.° *Acido á* 15°.	
Acido sulfúrico.	58,02	Acido sulfúrico	17 39
Agua.	41,98	Agua.	82,61
5.° *Acido á* 40°.		11.° *Acido á* 10°.	
Acido sulfúrico.	50,41	Acido sulfúrico.	11,73
Agua.	49,59	Agua.	88,27
6.° *Acido á* 35°.		12.° *Acido á* 5°.	
Acido sulfúrico.	43,21	Acido sulfúrico.	6,600
Agua.	56,79	Agua.	93,400

Peso específico de las anteriores mezclas.

Acido á 5 grados.	1,023	Acido á 40 grados.	1,375
— á 10.	1,076	— á 45.	1,466
— á 15.	1,114	— á 50.	1,524
— á 20.	1,162	— á 55.	1,618
— á 25.	1,210	— á 60.	1,725
— á 30.	1,260	— á 66.	1,842
— á 35.	1,315		

Son tantas y tan interesantes las aplicaciones que tiene el ácido sulfúrico; que puede considerarse como la llave de todos los productos químicos. Se emplea principalmente para descomponer la sal marina, á fin de convertirla en sulfato de sosa del que se extrae la barrilla artificial, empleada en la fabricacion del jabon y del vidrio; y obtener el ácido hidroclórico que sirve en un gran número de operaciones, entre otras para extraer el cloro en la fabricacion del ácido nítrico, en la del ácido acético puro, y en la de la mayor parte de los ácidos conocidos: en la afinacion del oro y de la plata, en la preparacion del alumbre, en la de los sulfatos de cobre y de hierro, artificiales, en el blanqueo de las telas, en la fabricacion del azúcar de remolachas y en la tintura. Muchísimos son los oficios y artes que usan diariamente dicho ácido como medio secundario.

(Leccion 13.)—De la fabricacion del cloruro de cal. La preparacion del cloruro de cal presenta alguna dificultad, en razon de la poca solubilidad de la cal. Se empieza con apagar esta en una corta cantidad de agua; dejándola desleir ó hidratar enteramente; y cuando está reducida á polvo, queda á proposito para absorver el cloro si se quiere obtener el cloruro seco.

Uno de los aparatos mas ingeniosos es el que se ha construido en Junay, el que consiste, en un tambor ó cilindro guarnecido interiormente de radios de madera estrechos y delgados, que da vueltas al rededor de un eje hueco por el que pasa el cloro. Por este medio la cal expuesta de continuo á la accion del cloro; se encuentra muy pronto saturada de él con igualdad.

Se prepara mas en grande en Glascow, valiendose de cámaras construidas de piedra silicea, cuyas junturas están tapadas con una argamasa, compuesta de resina y de hieso seco en cantidades iguales. En uno de los estremos de la cámara hay una puerta que puede cerrarse herméticamente orillandola con tiras de paño, y aplicando sobre estas arcilla. Dos ventanas una á cada lado que como la puerta se abren por medio de cuerdas que pasan por unas garruchas; permiten que se pueda renovar el aire cuando convenga, y facilitan la luz necesaria para que se conozca por el color de los vapores el estado de saturacion de la cal, y se pueda trabajar en el interior, cuando haya necesidad de hacerlo.

Al interior de las cámaras están colocadas unas tablillas de madera como de una pulgada de grueso, de 8 á 10 pies de largo y 2 pies de

ancho; las que están puestas unas sobre otras hasta la elevacion de 5 á 6 pies, descansan sobre listones que guardan entre sí un intervalo de una pulgada, á fin de que el gas pueda pasar libremente sobre la superficie del hidrato calcáreo. El tubo de plomo que conduce el cloro penetra en la cámara por la parte superior; á fin de que pueda distribuirse con igualdad por todas las partes del aparato.

Cuando se quiere obtener el cloruro líquido, se deslie el hidrato de cal en el agua, se hace con él una papilla muy clara, se echa en una cuba tapada, á la que está adaptado un molinete de madera, se hace llegar el cloro por el método acostumbrado, y se da movimiento al molinete por un agente mecánico. La combinacion se verifica con prontitud y sin pérdida de gas, porque el calor qne se desprende, repartiendose por una gran masa se hace insensible; y se arregla la cantidad de cal segun la proporcion del cloruro que se haya de obtener de la mazcla sobre que se opera.

Del mismo modo se obtienen los cloruros de potasa (agua de jabela) y de sosa; pero se debe tener cuidado en no emplear disoluciones demasiado concentradas; porqne en este caso, se formarian cloratos é hidrocloratos. Por un litro de agua se toman por lo regular 125 dragmas de sub-carbonato de potasa ó de sosa.

(*Leccion* 15.) Ademas del peróxido de manganeso pueden tambien emplearse para obtener el gas oxígeno, el clorato de potasa y el oxido rojo de mercurio.

La operacion se reduce á poner cualquiera de las substancias indicadas en una retorta de vidrio enlodada ó no, ó de porcelana ó de barro (gres) principalmente si se emplea el clorato de potasa ó el peróxido de manganeso; pues para el peróxido de mercurio es preferible un cañon de hierro. Despues se adapta al cuello de la retorta ó á la boca del cañon un tubo encorvado, enlodando las junturas y colocando la retorta en un horno de reverbero, se dirige la extremidad libre del tubo encorvado, á una campana llena de agua puesta boca abajo en el aparato hidropneumático.

A proporcion que el calórico ejerce su accion en cualquiera de las substancias indicadas; estas se descomponen, y el oxígeno á favor del calor se desprende de la retorta, atraviesa el tubo encorvado y sube á la parte superior de la campana llena de agua, desalojando á esta y ocupando su lugar: cuando está llena se separa con un plano de vidrio llamado obturador.

El aparato hidropneumático consiste en una cubeta ó especie de baño de madera, de cristal ó de cobre que se llena de agua. A dos dedos de su borde superior y como en la cuarta parte de su superficie total, se coloca una tabla ó plancha metálica con una cortadura en uno de sus lados, destinada á dar paso á los tubos que conducen los gases, y en medio de ella hay un agujero, sobre el que se coloca la campana que debe recibirlos. En la superficie inferior de dicha tabla hay una concavidad á manera de embudo, para facilitar la direccion de los gases como puede verse en la lámina págiua 269.

(*Leccion* 17.) Resultados de la aplicacion del sulfato de sosa á la fabricacion del vidrio, segun los muchísimos experimentos practicados en grande por MM. Francois, Baader y Gehlen.

1.° El sulfato de sosa despojado de su agua de cristalizacion puede ser empleado á la fabricacion del vidrio blanco y fino sin adicion alguna de potasa ni de sosa.

2.° Empleando este flujo se economiza mucho tiempo y por consiguiente resultan un beneficio y ahorro para el fabricante.

3.° Es preciso mucha exactitud en la cantidad de carbon necesaria para lograr la descomposicion del sulfato de sosa; porque un esceso de mas ó de menos, por poco que sea; destruye la vitrificacion, ó colora el vidrio.

4.° Es dificil determinar la cantidad de carbon que debe emplearse, porque esta varía segun el estado higrometrico del mismo carbon, y los diferentes estados del sulfato que se debe descomponer; pues podria suceder que este fuese un sub-sulfato ó un sobresulfato, ó un sulfato neutro.

5.° Es preferible convertir primeramente el sulfato en sulfuro de sosa en un horno separado, antes de pasarle al horno del vidrio, para despojarle del ácido carbónico que se forma y que produce una grande efervescencia ó entumecimiento en el acto de su fusion.

6.° Los crisoles de que se hace uso para la vitrificacion ó fundicion del vidrio cuando se emplea el sulfato de sosa, deben ser trabajados con mucha mas precision, variando proporcionalmente la cantidad de los elementos de su composicion; porque el vidrio que resulta, los ataca muchísimo mas que la potasa.

De los experimentos hechos por Mr. Gehlen resulta, que la mejor composicion para obtener el vidrio fino es la siguiente:

Cuarzo	100.
Sulfato de sosa	54.
Cal	17.
Carbon	5.

El que quiera mas pormenores sobre la aplicacion del sulfato de sosa á la fabricacion del vidrio; podrá consultar los anales de química, tomo 76, página 172, en que se halla un procedimiento completo de esta fabricacion. El atraso en que desgraciadamente se halla este ramo de industria en España me ha inpulsado á indicar este procedimiento.

(*Leccion* 21.)—*Del sulfato de hierro, vitriolo verde ó caparrosa verde.* Puede hacerse la caparrosa combinando directamente sus principios. Son varios los modos con que se hace la disolucion del hierro por el ácido sulfúrico: 1.° Se echa el ácido debilitado en una caldera de plomo en la que se pone el hierro necesario ó en esceso. La disolucion se verifica poco á poco, se forma un depósito muy abundante, y al fin el líquido desaparece enteramente. Este depósito se estiende por capas y se remueve de cuando en cuando hasta al punto de hacer la lejia para formar la caparrosa. 2.° Sobre una parte de ácido sulfúrico concentrado se echan tres de agua, y se disuelve el hierro en esta mezcla hasta saturacion por medio del calor; y luego se evapora y se deja cristalizar. 3.° Se toma el líquido de los aposentos de plomo de la fabricacion del ácido sulfúrico á 35 grados, y se satura de hierro en cajas de plomo cuadrilongas y de una sola pieza. Para lograr su saturacion se le hace pasar una corriente de vapor de agua por medio de una caldera de vapor inmediata, y que su tubo vaya á parar al interior del líquido de las cajas de plomo, cuyo vapor obrando sobre el ácido y el hierro, aumenta la accion de aquel sobre este; y asi se continua hasta que ha adquirido la correspondiente saturacion, despues se dejan precipitar las impuridades, y el líquido claro por medio de un sifon se vacía en otras cajas de plomo donde se deja cristalizar.

Para disolver 100 partes de hierro es necesario emplear 183 partes de ácido á 66°. Vitalis encarga que se empleen solamente 130 ó 160 partes de ácido diluiendolas en tres veces su peso de agua. Esta sal se obtiene cristalizada en forma de prismas romboidales transparentes de un color verde azulado débil.

(*Leccion* 23.) El nitrato de cobre que, segun dice el autor en la página 413, es siempre un producto del arte sin describir su preparacion, y que lo usan los fabricantes de pintados con frecuencia para la preparacion de muchas reservas; se obtiene del modo siguiente: se pone el cobre hecho láminas delgadas, ó en virutas en una evaporadera de porcelana ó en un matrás de vidrio, se le echa encima un corto esceso de ácido nítrico puro diluido en otro tanto de su peso de agua, resultando una efervescencia debida al desprendimiento del gas deutóxido de azoe: cuando esta cesa, se calienta el líquido, para quitarle el esceso del ácido, y concentrarle de modo, que cristalize por el enfriamiento. Se separan por decantacion las aguas madres, las que se emplean otra vez; y los cristales que resultan, son paralepípedos prolongados, azules, cáusticos, ligeramente delicuecentes, muy solubles en agua, y mas en caliente que en frio.

Ademas del procedimiento que cita el autor para la obtencion del sulfato de cobre y que dice se sigue en Francia en varias fabricas, se prepara con preferencia tratando directamente el ácido sulfúrico con láminas (retazos) de cobre á un grado de calor fuerte, en este caso se descompone en parte y se desprende mucho ácido sulfúrico, y queda una masa blanca que puede disolverse en agua y obtener por este medio á favor de la evaporacion, hermosos cristales romboidales, azules de vitriolo ó sulfato. Durante la accion del ácido con el metal, el agua se descompone; y resultan tambien un desprendimiento de gas hidrógeno y un proto sulfato quedando este disuelto. Los cristales son solubles en dos partes de agua hirviendo y en cuatro de agua fria.

(*Leccion* 24.) Se obtiene el percloruro de mercurio llamado en el comercio sublimado corrosivo, haciendo obrar la sal marina sobre el sulfato de deutóxido de mercurio; resultando un sulfato de sosa y sublimado corrosivo, que se separa por sublimacion.

Para obtenerlo en grande cantidad es preciso tomar algunas precauciones, que Mr. Robiquet ha indicado con mucha exactitud.

Se prepara el sulfato de deutóxido de mercurio, poniendo en un caldero de hierro fundido cinco partes de mercurio metálico y seis de ácido sulfúrico concentrado, haciendolos calentar suavemente: una parte del ácido se descompone para ceder su oxígeno al metal y la otra se combina con el óxido á medida que se forma. Durante esta reaccion se desprende gas sulfuroso y se forma el sulfato de deu-

tóxido de mercurio en forma de una masa muy espesa. Es tan abundante el desprendimiento del gas sulfuroso, que para resguardarse de su incomodidad, es preciso tapar la caldera; y por medio de un tubo que sale del tapon, dirigir los vapores sulfurosos á la chimenea. A fin de obtener un deuto sulfato; es preciso continuar el fuego hasta tanto que cese el desprendimiento del gas sulfuroso.

Cuando el sulfato está bien preparado, se añaden á la caldera cinco partes de sal marina pulverizada y una parte de peróxido de manganeso tambien en polvo, mezclando el todo con una espátula de hierro, y dejando la mezcla por espacio de dos ó tres dias para facilitar mejor la reaccion. Pasado este tiempo se vuelve á calentar la caldera y se hace secar la mezcla á un calor suave muy graduado, tomando la precaucion de guardarse de los vapores que se desprenden.

Por fin, se introduce la mezcla en porciones iguales en matraces de vidrio verde de fondo llano, colocandolos en un baño de arena y cubriendolos con esta hasta la mitad de su cuello, sujetándolos cuidadosamente á un fuego muy graduado. Para precaverse de los vapores que se desprenden durante la sublimacion, es preciso trabajar debajo de un cubierto muy espacioso y ventilado, ó hacer que el horno esté separado por un tabique á fin de que pueda hacerse el fuego por el lado opuesto al en que tiene lugar la sublimacion. Es necesario en esta sublimacion como en todas las demas mucha práctica para dirigir bien el calor al horno. Primeramente se hace el fuego moderado hasta separar toda la humedad de la mezcla, despues se coloca sobre el orificio del matrás una gicara boca abajo ó mejor un bote de tierra de figura cónica, y cuando á pesar de esta prevencion salen vapores en esceso es una prueba cierta de que el calor del horno es escesivo, y en este caso debe disminuirse el fuego y quitar un poco de arena de la que cubre la parte superior del matrás para que se enfríe. Cuando todo el deuto cloruro está sublimado, se le da un fuego fuerte durante un corto tiempo para que experimente un principio de fusion, y tome el pan sublimado mayor consistencia. Debe cuidarse de quitar el fuego con lentitud á fin de que se enfríe muy gradualmente. Despues se separan los panes de los matraces, procurando sacarlos enteros.

ERRATAS NOTABLES DEL TOMO PRIMERO.

Pájinas.	*Lineas.*	*Dice.*	*Léase.*
5	23	aguosos	acuosos.
11	16	colucion	coesion.
id.	17	conoceremos	los conoceremos ,.
id.	33	ó sin	ó un
27	15	desfluyentes	destruyentes.
32	28	renovado	no es renovado.
id.	33	hermaticomente	herméticamente.
39	22	numerables	innumerables.
43	27	encendida. Si	encendida, si.
57	3	alalinas	alcalinas.
68	34	emplean	emplea.
91	12	carbureto	carburo.
95	11	fosible	fusible.
115	3	aguas	agua
120	23	colorantes	descolorantes
121	15	en los	Los.
122	11	adaptarla	adoptarla.
125	9	fosil encandescente	incandescente.
133	21	explicaciones	explosiones.
137	9	termolampa	termolampas.
141	16	(tabla) compuesto	compacto.
147	35	adaptarse	adoptarse.
150	20	rápido	rápida.
165	21	combustibilidad	incombustibilidad.
176	35	mastil	betun.
191	31	emplearon	reemplazaron.
200	16	repentinamente asi	repentinamente negro luego.
206	3	gaseoso de	gaseoso debajo de.
218	3	abstrayentes	destruyentes.
222	(tabla)	sodio + oxigeno = sodio	= sosa.
232	6	oidos eran	ojos eran.
251	24	laeandolo	aleandolo.
307	14	trincal	tinkal.
319	28	saber	sabor.
324	13	400	4000.
id.	7	dracmas	gramas.
344	33	filtro	feltro.
353	4	el azul	de azul.
358	37	La zulita, ultramar	La lazulita ultramar.
368	6	disolventes	destruyentes.
398	8	vidrieras	hornos de vidrio.
417	35	mallecort	meillechort.
428	12	edulcerados	edulcorados.
444	10	paño	baño.

